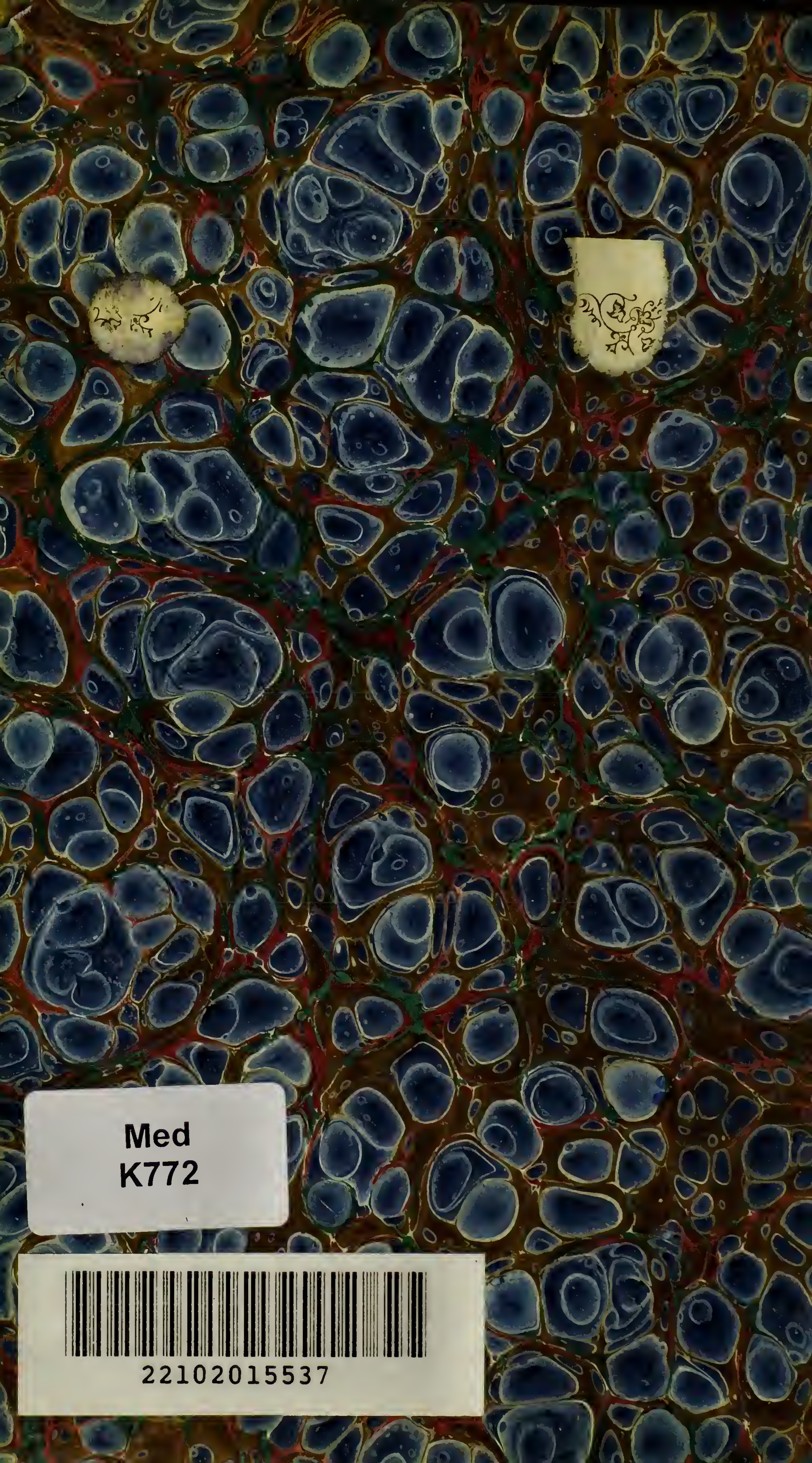



Med
K772
22102015537





LAVOISIER.

ENTRETIENS

SUR

LA CHIMIE

ET SES APPLICATIONS LES PLUS CURIEUSES

SUIVIS DE

NOTIONS DE MANIPULATION ET D'ANALYSE CHIMIQUES

PAR

M. DUCOIN-GIRARDIN

INGÉNIEUR CIVIL

ANCIEN PROFESSEUR DE PHYSIQUE ET DE CHIMIE APPLIQUÉE AUX ARTS

SIXIÈME ÉDITION

Rien pour l'observateur n'est muet sur la terre.
BACON.



TOURS

ALFRED MAME ET FILS, ÉDITEURS

M DCCC LXV

INTRODUCTION

Paul de Beaudemont, après une année d'études couronnées par d'assez brillants succès, venait jouir au sein de sa famille d'un repos bien mérité, pendant les deux mois que l'Université consacre aux vacances.

Paul avait atteint cet âge où un jeune homme commence à sentir les avantages du savoir et à rougir de son ignorance; et, par une fatalité qui ne s'expliquait pas, cette année-là plus qu'une autre, sa petite science de collége se trouvait en défaut. Se présentait-il dans un salon, on n'y parlait que d'un procès célèbre où le poison jouait un grand rôle, et chacun discutait le mérite des procédés employés pour en découvrir les traces. Allait-il à la promenade, c'est du daguerréotype et de ses merveilleux effets qu'on aimait à s'entretenir. Visitait-il une usine, il n'entendait parler que de procédés qui se fondent sur des principes qu'il ignorait complétement.

Il commençait à penser qu'Homère et Virgile, si bons pour former le goût, comptent pour peu de chose dans notre vie positive, et que dans l'industrie comme dans le

monde on sait peu de gré à un jeune homme d'avoir bien rendu le sens d'un magnifique passage de Cicéron.

Cependant, se disait-il à lui-même, je ne suis plus un enfant; mes études sont presque finies; je dois faire en sorte de n'être plus déplacé nulle part. Comment faire? Plus j'avance, plus je m'aperçois qu'il me reste bien des choses à apprendre, ou, pour mieux dire, je ne sais rien du tout.

Un jour qu'il s'entretenait avec M. Desfourneaux, vieil ami de son père, du dépit qu'il éprouvait de se trouver aussi peu instruit : « Vous êtes, lui dit celui-ci, dans une excellente disposition pour bien apprendre, et si vous restiez quelque temps sous ma direction, vous feriez des progrès rapides.

— Vous devriez bien alors, reprit Paul, vous charger de moi pendant mes vacances; j'apporterais à vos leçons toute la docilité dont je suis capable. Je sais trop bien qu'on n'apprend rien au collége.

— Ne calomniez pas, mon ami, l'éducation que vous recevez au collége. Vos maîtres profitent, pendant le temps que vous y passez, de l'aptitude remarquable qu'ont tous les enfants pour l'étude des langues. Ces travaux forment votre goût et développent votre jugement; vous apprenez une foule de choses que vous serez étonné de retrouver plus tard. S'il est vrai de dire que l'on ne vous apprend pas tout au collége, il est vrai aussi que l'on vous y dispose à tout apprendre, et c'est beaucoup. Quoi qu'il en soit, je ne demande pas mieux que de vous initier à l'une des sciences que vous ne connaissez pas encore; et je suis convaincu que, sans peine, sans travail, en vous amusant, vous ferez des progrès immenses.

— Et par quelle partie commencerez-vous mon éducation?

— Les connaissances humaines se divisent en deux grandes branches : sciences exactes, sciences naturelles. Elles sont d'abord parfaitement distinctes; mais à mesure qu'on multiplie les applications, elles se prêtent un tel appui, qu'elles finissent par se confondre. Les sciences exactes, qui ont pour objet l'étude des quantités, ont pour fondement l'arithmétique et la géométrie; les sciences naturelles, qui ont pour but l'étude de la propriété des corps, reposent sur la physique et la chimie.

L'étude des sciences naturelles doit avoir plus d'attrait pour un jeune homme en vacances, et, si vous voulez, nous commencerons par la chimie.

—La chimie? mais c'est, dit-on, une science fort diffi cile.

—C'est là, mon ami, un vieux préjugé, qui disparaîtra bien vite de votre esprit. Sans doute, pour s'occuper de chimie comme les Lavoisier, les Gay-Lussac, les Thénard et bien d'autres sommités dont je vous apprendrai bientôt, j'espère, à admirer les travaux, votre vie entière ne suffirait peut-être pas; mais quelques heures de vos vacances suffiront sans doute pour vous mettre à portée de lire avec fruit et avec le plus vif intérêt les ouvrages de ces savants; elles suffiront pour vous faire connaître et apprécier la base sur laquelle reposent plusieurs centaines d'industries diverses, et pour vous empêcher d'être tout à fait étranger comme vous l'êtes à ce qui se passe autour de vous.

—Comment! il y a tant de choses qui sont du ressort de la chimie!

— Sans doute, mon ami. Il n'y a pas un art auquel les découvertes de la chimie moderne n'aient fait faire des progrès immenses. Et cela se conçoit bien : l'œuvre de la création tout entière est du domaine de la chimie; c'est cette science qui nous fait étudier les admirables lois qui

président à la conservation et à la reproduction des êtres. En nous permettant de suivre les traces de la céleste Intelligence qui, d'un acte de sa volonté, a créé l'univers, elle nous fait, pour ainsi dire, participer à sa puissance. Le chimiste peut recomposer de toutes pièces une multitude de corps dont il trouve le modèle dans la nature; il force les éléments à se plier à ses volontés pour en composer de nouveaux, et s'il est impuissant à reproduire les merveilleux résultats de l'organisation, il a déjà pu reproduire avec ses faibles moyens des substances tout organiques. Qui sait où s'arrêteront les conquêtes de la chimie? Qui peut dire, maintenant que cette science est établie sur des bases invariables, quel point Dieu a marqué dans sa providence comme la limite extrême où s'arrêtera l'intelligence humaine?

— Sans doute la chimie est un vaste champ d'intéressantes études : j'ai hâte de l'étudier.

— Eh bien! dès demain nous commencerons. »

ENTRETIENS

SUR

LA CHIMIE

ENTRETIEN I

Des éléments. — Caractères distinctifs des gaz. — Étude de l'air. — Hauteur de l'atmosphère. — Pesanteur de l'air. — Pompes. — Fusils à vent. — Baromètres. — Ballons. — Pesanteur spécifique ou relative des corps. — Élasticité de l'air. — Mesure des hauteurs. — Couleur, composition de l'air. — Examen de l'oxygène.

Dès le matin du jour suivant, Paul alla trouver M. Desfourneaux, tant il avait hâte de mettre à profit le temps dont il pouvait disposer pour s'instruire.

« Nous allons commencer, lui dit M. Desfourneaux, en se prêtant de bonne grâce à l'empressement du jeune homme, l'étude des éléments.

— Au moins je sais déjà quelque chose sur ce chapitre; je sais qu'il y a quatre éléments : l'air, l'eau, la terre et le feu.

— Vous êtes loin de compte, mon ami ; la chimie moderne n'admet pas les corps que vous citez comme élémentaires, car ce ne sont pas *des corps indécomposés* dont sont formés tous les autres. L'eau, par exemple, est formée de deux gaz ; l'air, de même.

— Qu'entendez-vous par *gaz* ? Sont-ce des espèces d'air comme le gaz à brûler, avec lequel on éclaire les grandes villes ?

— Précisément. On appelle gaz ces corps subtils ou aériens, différents de l'air que nous respirons, lequel néanmoins est un véritable gaz ou plutôt un mélange de deux gaz. On connaît maintenant une trentaine de gaz.

— Et ce sont là, peut-être, vos éléments ? Ils sont sans doute bien difficiles à distinguer ; car ils ne se voient pas, ne se touchent pas, ne se sentent pas… Comment les reconnaître ?

— Vous vous trompez beaucoup. D'abord quelques gaz sont bien des corps simples ou élémentaires, mais la plupart sont des corps composés : ils sont très-reconnaissables à certains caractères : vous en connaissez déjà plusieurs ?

— Je ne crois pas.

— Permettez : vous connaissez déjà l'air que vous respirez, vous connaissez encore le gaz qui sert à l'éclairage, et qui brûle avec une belle flamme brillante ; vous ne le confondez pas avec l'air ?

— Oh ! non, sans doute : l'un brûle, l'autre ne brûle pas ; il n'y a pas à s'y tromper.

— Il en est de même de tous les autres. N'avez-vous pas entendu parler quelquefois de personnes qui sont mortes pour avoir laissé brûler du charbon dans une chambre trop bien close ?

— Oui, de personnes qui se sont asphyxiées avec la vapeur du charbon.

— C'est cela ; la vapeur du charbon est un gaz qui ne peut entretenir la vie : c'est encore là un gaz que vous connaissez, et qu'on peut distinguer des autres.

Et celui-ci, ajouta M. Desfourneaux en allumant une allumette soufrée, le connaissez-vous?

— Ah! c'est vrai... Celui-ci encore est bien facile à reconnaître; pour peu que tous les autres aient un caractère aussi prononcé, ce ne sera pas aussi difficile que je le craignais.

— En vous familiarisant avec les gaz, vous les reconnaîtrez bien plus facilement encore; mais pour procéder par ordre, attachons-nous d'abord à l'étude de l'air. Si je prétendais vous faire suivre un cours régulier de chimie, je devrais commencer autrement; j'espère néanmoins que l'ordre que nous allons suivre nous mènera au même but par un chemin moins aride. Puisque vous êtes maintenant mon élève, je vous permets l'entrée du petit laboratoire où je ne laisse pénétrer aucun profane; nous allons nous y rendre, et, chemin faisant, je vous raconterai l'histoire de la découverte des principales propriétés de l'air.

L'air a passé longtemps pour un élément, comme vous le disiez tout à l'heure. On lui a toujours reconnu certaines propriétés réelles: on sait par instinct qu'il entretient la vie, que son agitation forme le vent, qu'il enveloppe la terre d'une couche épaisse qu'on nomme atmosphère. Mais c'est seulement depuis le commencement du XVIIe siècle qu'on a pu mesurer l'épaisseur de la couche d'air qui enveloppe le globe et s'assurer de la pesanteur de ce fluide.

Je ne vous dirai pas comment les astronomes ont été conduits, par leurs observations et leurs calculs, à conclure que l'épaisseur de la couche atmosphérique était de 66 à 88 kilomètres géographiques. Je préfère vous parler de la pesanteur de l'air, vous me comprendrez mieux.

— Comment! est-ce que l'air se pèse?

— Oui, mon ami; tout le monde sait aujourd'hui qu'il faut 760 litres d'air pour un kilogramme, ou bien, en d'autres termes, que 760 litres d'air pèsent le même poids qu'un litre d'eau. C'est Galilée qui, en 1640, découvrit que l'air avait du poids. Il prit un ballon de verre à robinet, y souffla autant d'air qu'il put, et, après avoir fermé le robinet, s'assura que le ballon pesait plus qu'auparavant. Cette découverte de Galilée causa une révolution complète parmi les savants; on fut longtemps à vouloir convenir de la pesanteur de l'air, niée par tous les philosophes. Néanmoins on fut obligé de se rendre à de nombreuses expériences, et tous ceux qui niaient le poids de l'air furent forcés de convenir qu'ils étaient chargés d'un poids de 16,800 kilogrammes de ce fluide.

— Comment! moi qui puis enlever à peine trente kilogrammes, je porte 16,800 kilogrammes d'air sur mes épaules? Il est bien extraordinaire que je n'en sente rien.

— Lorsque vous plongez en nageant, il n'est pas rare que vous ayez deux à trois mètres d'eau sur la tête: cependant vous les supportez très-bien. Les couches inférieures et latérales font équilibre aux couches supérieures, et neutralisent ainsi un poids qui paraîtrait devoir vous écraser au premier abord. Le corps de l'homme et des animaux est même tellement constitué, qu'il souffrirait beaucoup s'il n'avait pas à lutter contre ce poids. Ainsi, mettez un animal sous une cloche, ôtez l'air de cette cloche, en l'aspirant au moyen d'une pompe que l'on appelle machine pneumatique, vous verrez ses veines se gonfler jusqu'à ce que la mort s'ensuive.

La pesanteur de la colonne d'air qui s'élève au-dessus de notre tête est égale à une colonne d'eau de même dimension, et qui aurait dix mètres et demi environ de haut. On doit en conclure que si l'on faisait le vide dans un tuyau, l'eau s'y élèverait par elle-même jusqu'à la hauteur de dix mètres.

— Je voudrais bien voir l'eau s'élever ainsi toute seule dans un tuyau.

— Vous le voyez tous les jours, et vous savez bien tirer parti de cette propriété. Quand vous vous promenez au bord de la rivière et que vous avez soif, si l'eau vous semble trop basse, vous savez bien prendre un tuyau de paille, au moyen duquel vous tirez l'eau en aspirant ou suçant. Eh bien, vous faites alors un vide que l'eau remplit aussitôt.

— J'ai bu bien des fois ainsi sans me rendre compte de cet effet.

— C'est là un tort assez général. C'est pourtant à l'examen des plus petites choses qu'on doit souvent bien des applications utiles. Ainsi, boire au moyen du chalumeau vous paraît un enfantillage; c'est néanmoins à cet enfantillage qu'on doit la découverte des pompes, dont l'usage est si commode.

— Comment cela?

— Une pompe n'est, en principe, qu'un tuyau dont une extrémité plonge dans l'eau, et dont l'autre est munie d'un appareil qui fait le vide dans le tuyau, à peu près comme votre bouche dans le chalumeau. Vous pouvez ainsi élever l'eau à dix mètres dans le tuyau, si le vide est bien fait.

— Je comprends bien l'effet, quoique je ne connaisse pas le jeu de l'appareil qui fait le vide.

— Ceci, mon ami, nous l'apprendrons en temps et

lieu (1). Aujourd'hui c'est assez d'avoir compris l'effet, vous ne comprendrez pas moins bien l'effet contraire ; entrons dans mon laboratoire, pour l'étudier plus facilement. »

M. Desfourneaux introduisit Paul dans son laboratoire. C'était une petite pièce pleine de fioles, de creusets, de cornues, de tubes, de ballons de verres et d'instruments divers, avec lesquels nous ferons bientôt connaissance. Puis il reprit : « Voici une cuvette pleine d'eau, sur laquelle je fais flotter le bouchon que voici. Recouvrez le bouchon avec ce verre; bien. Enfoncez maintenant. Le verre résiste, n'est-ce pas?

— Certainement, il ne peut pas enfoncer seul.

— Le bouchon s'élève-t-il dans le verre au niveau de l'eau de la cuvette? Regardez bien.

— Non, il est plus bas, mais l'eau aussi; il flotte toujours; le niveau de l'eau sous le verre est bien plus bas que son niveau dans la cuvette. L'eau ne veut pas entrer dans le verre.

— Devineriez-vous bien qui empêche ainsi l'eau de monter? »

Ici Paul réfléchit un instant; mais comme on ne peut pas faire attention à tout, il laissa glisser entre ses doigts le verre, qui se retourna brusquement en laissant échapper deux ou trois grosses bulles d'air, et tomba aussitôt au fond de la cuvette.

« Dieu! que je suis maladroit! dit Paul; mais c'est égal, le verre, en se renversant, a répondu pour moi : je viens de voir à ces *glou-glou* que c'est l'air qui empêchait l'eau de monter.

(1) Voyez la description des pompes dans les *Entretiens sur la physique*, qui font partie de cette collection.

— Très-bien ; maintenant recommencez. Vous allez me dire si l'eau se tient juste au niveau des bords du verre, ou bien si elle n'empiète pas un peu sur la place occupée par l'air. »

Paul replaça son verre sur le bouchon, et se mit à examiner.

« Oui, dit-il après un instant, l'eau empiète à mesure que j'enfonce le verre. Il paraît que l'eau est plus forte que l'air.

— Ce n'est pas tout à fait là la raison. C'est que les gaz sont compressibles ou élastiques ; lorsqu'on les presse, ils se resserrent. Ici la pression exercée sur l'air l'oblige de céder un peu de sa place à l'eau ; quand la pression cesse, l'air reprend vivement sa place.

— Je comprends bien à présent.

— Après avoir emprisonné de l'air dans un verre au moyen d'une couche d'eau, voyons maintenant l'air emprisonner l'eau dans le même verre.

— Si j'essayais de renverser un verre plein d'eau, l'eau tomberait bien vite.

— Oui, ordinairement, parce que l'eau ne fait pas un tout bien compacte, et que l'air n'a pas besoin de déplacer la masse, mais seulement les molécules, ce qui est toujours facile. Mais si nous retenons l'eau dans le verre au moyen seulement d'une feuille de papier, elle ne tombera pas.

— Je voudrais bien voir cela.

— Rien n'est plus facile. Coupez un rond de papier ordinaire à écrire ; emplissez ce verre d'eau ; mettez le papier dessus... Bien. Maintenant mettez la main gauche par-dessus, et avec la droite prenez le verre et renversez-le rapidement. Vous pouvez maintenant ôter la

main gauche, l'eau ne tombera pas, car l'air ne peut pas monter : il presse le papier seulement. Ainsi l'eau devrait, pour forcer le passage, être aussi pesante que la masse d'air qui la presse par-dessous. Il en doit être ainsi, en effet, puisque l'air ni l'eau ne peuvent mêler leurs molécules.

Au lieu d'un verre prenez un tuyau, il en sera de même : l'eau restera élevée dans le tuyau, si celui-ci ne contient pas d'air. Avec la connaissance du poids de l'air et l'appréciation de l'épaisseur de l'atmosphère, on peut savoir au juste quelle colonne d'eau il faudrait pour que le résultat n'ait plus lieu. Il faudrait une colonne d'eau de dix mètres et demi, environ trente-deux pieds.

— Si l'on pouvait manœuvrer facilement un tuyau de dix à douze mètres, il n'en faudrait pas davantage pour prouver à quel degré l'air est pesant.

— Sans doute. Mais on n'a pas besoin pour cela de faire manœuvrer, comme vous dites, un tuyau de dix à douze mètres. Il suffit d'ôter l'air de ce tuyau, c'est ce qu'on fait avec les pompes. L'eau montera tant qu'on voudra, pourvu que le tuyau n'ait pas une plus grande hauteur.

Voici un fort tube de verre fermé par un bout. Remplissez-le d'eau. Mettez le doigt sur l'ouverture et renversez-le dans la cuvette. Otez le doigt maintenant. Ce tube n'a guère qu'un mètre. Vous voyez que l'eau ne s'écoule pas et ne cherche pas à reprendre le niveau de la cuvette ; rien pourtant ne la retient que l'air.

— Il est fâcheux que vous n'ayez pas un tube assez long ; nous verrions sans doute l'eau s'arrêter à dix mètres.

— Nous n'avons pas, il est vrai, de tube de cette lon-

gueur; mais je connais un liquide treize fois et demi plus lourd que l'eau. Il est probable que ce liquide s'élèvera dans un tube treize fois et demi moins que le premier. Voici ce liquide.

— C'est du mercure, il doit s'élever?...

— Attendez, je vais vous le dire : treize fois et demi moins que l'eau...; il faut diviser dix et demi par treize et demi : c'est un peu moins d'un mètre. Si l'on faisait l'opération exacte, on trouverait peut-être bien environ quatre-vingts centimètres.

Vous allez voir. Recommencez, avec ce tube et le mercure, ce que vous avez fait pour l'eau. »

Paul se hâta de remplir de mercure le tube qu'on lui présentait, en faisant sur la pesanteur de ce corps, sur sa mobilité, etc., des réflexions plus ou moins justes qu'il est inutile de rapporter ici. Lorsqu'il eut plongé dans une soucoupe que M. Desfourneaux venait de remplir aussi de mercure l'ouverture du tube qu'il avait bouchée avec son doigt, le tube se vida en partie. Puis, arrivé à un certain point, il s'arrêta.

Paul fut émerveillé de ce résultat. Il prit un mètre qui se trouvait sous sa main, et l'appliqua le long du tube.

« C'est bien cela, s'écria-t-il : soixante-seize centimètres !

— Vous êtes enchanté d'avoir vérifié cela vous-même, reprit M. Desfourneaux, mais vous seriez bien plus content encore si je vous disais que vous venez d'inventer le *baromètre*.

— C'est là un baromètre qui indique la pluie et le beau temps ?

— Le baromètre n'indique la pluie et le beau temps que d'une manière très-secondaire. Ce qu'il indique

très-exactement, c'est le poids relatif de l'atmosphère.

Quand l'air est dans les circonstances ordinaires, le baromètre indique par la hauteur de la colonne de mercure le nombre que vous venez de trouver. Mais quand il est humide, il abandonne à une certaine quantité d'eau une partie de la place qu'il occupait : or l'eau en vapeur est plus légère que l'air ; le mercure tombe donc, car la cause qui le soutient est moins puissante.

— Puisque le mercure ne monte que parce que l'air pèse sur la surface, dans les endroits où il n'y a plus d'air, à 60 à 80 kilomètres au-dessus de nous, par exemple, le mercure ne doit pas s'élever du tout. Mais il est difficile d'aller voir si c'est vrai, à moins que ce ne soit en ballon.

— On n'irait pas même en ballon. Un ballon est composé d'une grande enveloppe légère renfermant un gaz plus léger que l'air qui nous environne, tel que le gaz hydrogène. Si cette enveloppe est assez grande, elle s'élèvera dans l'air quand même j'y attacherais une petite nacelle, pourvu que la nacelle, l'hydrogène et l'enveloppe soient ensemble plus légers que tout l'air qui tiendrait dans la place qu'ils occupent.

— Je comprends bien cela.

— Si vous avez bien compris aussi que l'air est élastique, vous concevrez facilement que les plus basses couches sont plus denses que les plus hautes, que celles-ci sont extrêmement légères, et que leur poids finit par ne pas dépasser le poids du ballon.

— Alors celui-ci ne peut pas s'élever davantage.

— Sans doute. Les corps plus légers que l'eau, le bois, par exemple, nagent au-dessus, parce que, l'eau n'étant pas élastique, toute sa masse a le même poids. Il n'en est pas de même de l'air. Voyez les nuages,

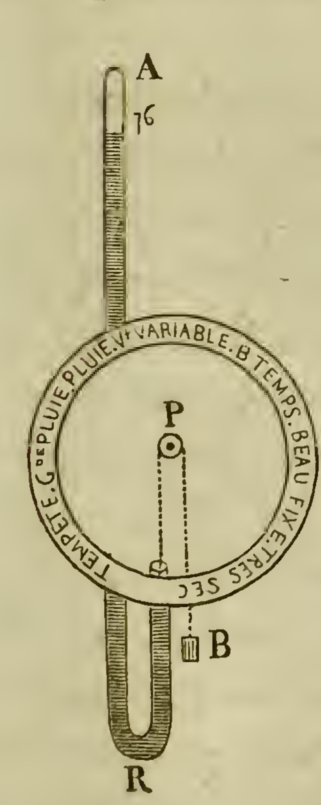
ils se soutiennent dans l'air tant qu'ils sont plus légers, c'est-à-dire quand ils restent en vapeur sans se résoudre en gouttes de pluie. Mais selon qu'ils sont plus ou moins compactes ou épais, comme nous disons, ils se tiennent plus ou moins haut dans l'atmosphère.

Un de nos plus célèbres chimistes, M. Gay-Lussac, s'est élevé à sept mille mètres, près de deux lieues, en l'air, pour aller recueillir de l'air et l'analyser, afin de voir s'il était composé de la même manière que celui que nous respirons. Il n'y trouva aucune différence.

— Comment a-t-il pu calculer le chemin qu'il avait fait en hauteur ?

— Il y est parvenu de la manière la plus simple, avec le baromètre. C'est le baromètre qui, au moyen de certains calculs, indique par l'abaissement de la colonne l'élévation à laquelle on est parvenu.

— Ah! oui, c'est vrai, ce doit être ; mais tout cela est bon pour les baromètres à long tube de verre et à godet recourbé, qui fait probablement l'office de la soucoupe de tout à l'heure. Mais la plupart des baromètres que je connais ont des cadrans sur lesquels on a écrit *variable, beau temps, pluie,* etc. Ces baromètres-là ressemblent-ils aux autres?



— Oui, à bien peu de chose près. Seulement ce que vous appelez le godet est plus allongé, les changements de niveau sont plus sensibles. Un flotteur en fer monte et descend avec le mercure et fait tourner une petite poulie qui tient à l'aiguille.

Revenons maintenant à l'étude de l'air. Je ne vous parlerai pas beaucoup de sa couleur. Il a la couleur bleue plus ou moins pâle, suivant qu'il est plus ou moins chargé de vapeurs. Vous voyez qu'à l'horizon il est toujours moins foncé qu'au-dessus de votre tête. Lorsqu'on s'élève entièrement au-dessus de la région des vapeurs, le fond du ciel paraît presque noir, parce que l'air, devenu trop subtil, ne réfléchit plus suffisamment les rayons du soleil. S'il n'y avait pas d'air autour de la terre, la lumière aurait un tout autre caractère : ce qui serait à l'ombre serait dans une obscurité profonde ; il n'y aurait plus de milieu entre un jour vif et une nuit horrible. Mais toutes ces propriétés sont des propriétés physiques de l'air ; il est temps que nous examinions sa constitution chimique.

C'est Lavoisier qui découvrit le premier que l'air était composé de deux substances très-distinctes. A l'aide d'expériences extrêmement ingénieuses, il s'assura que les métaux chauffés n'absorbaient pas tout l'air indifféremment.

— Comment les métaux peuvent-ils absorber l'air ?

— C'est une propriété précédemment reconnue. Vous savez que la plupart des métaux se ternissent au contact de l'air : ainsi le fer se couvre de rouille, le cuivre forme du vert-de-gris, etc. Eh bien, c'est aux dépens de l'air que ces métaux se transforment ainsi. Vous comprendrez mieux cela à mesure que nous avancerons. Ainsi donc Lavoisier, en faisant agir de l'air sur certains métaux, s'aperçut que la totalité de l'air ne pouvait pas être absorbée. Il prouva, en outre, que la portion non absorbée était très-différente de l'autre. Il fit chauffer modérément une quantité de mercure dans un vase à long col. Le bout du col ne permettait

pas à l'air extérieur d'entrer; par conséquent, le mercure ne chauffa qu'avec l'air précédemment introduit. Le chimiste continua l'opération pendant douze jours ; le métal se couvrit d'une *rouille* rouge. Une portion de l'air disparut ; l'autre portion était très-différente de l'air ordinaire. En effet, les animaux qu'on introduisait dans l'appareil ne pouvaient pas respirer et mouraient; les lumières n'y brûlaient pas et s'éteignaient comme si on les eût plongées dans l'eau.

— C'est peut-être le mercure qui avait jeté des vapeurs dans l'air.

— Ce n'était pas cela : car le poids du mercure augmenta, et le poids de l'air employé diminua dans la même proportion.

En chauffant plus fort le même mercure dans une cornue, celui-ci laissa dégager la portion d'air absorbée et reprit son premier état. Le gaz exhalé produisit les effets de l'air, mais d'une manière bien plus active. Les animaux y respiraient plus vivement; une lumière brûlant dans ce gaz y répandait un éclat éblouissant. De cette preuve et de plusieurs autres on a conclu que l'air n'était autre chose que ce gaz nommé oxygène, dans lequel se trouvait mêlé un autre gaz qui fut nommé azote.

— Ainsi, l'air, c'est comme l'eau rougie : c'est de l'oxygène auquel on mêle de l'azote pour qu'il ne soit pas trop fort.

— Précisément. Il y a dans l'air un volume d'oxygène contre quatre volumes d'azote.

— C'est beaucoup d'eau pour peu de vin.

— C'est bien assez, et la moindre réflexion vous le prouvera. Le feu est déjà bien dangereux ; mais il le se-

rait encore bien plus, et les incendies ne pourraient être arrêtés, si Dieu n'avait agi aussi sagement.

— Quel dommage qu'il faille tant de temps pour retirer un peu d'oxygène de l'air!

— Ce n'est pas de l'air qu'on retire les deux gaz qui le composent quand on veut en faire usage. Je suppose que c'est surtout le gaz oxygène qu'il vous plaira de voir. Tournez les yeux de ce côté. »

Paul vit dans un des fourneaux du laboratoire une cornue en grès pouvant contenir un demi-litre d'eau. Cette cornue était rouge de feu; à son extrémité se trouvait un tuyau qui semblait en être une allonge et qui allait se perdre dans une cuvette pleine d'eau. Le bout plongé dans l'eau laissait échapper des bulles qui étaient recueillies dans un vase en verre dont on avait chassé l'air en l'emplissant d'eau. Le gaz, en montant, chassait l'eau et se mettait à sa place.

« J'ai mis dans cette cornue, dit M. Desfourneaux, une poudre noire qu'on appelle *peroxyde de manganèse*. Cette poudre renferme une quantité considérable d'oxygène que la chaleur expulse. Vous le voyez sortir sous cette cloche de verre par bulles assez multipliées. Examinons ce nouveau gaz, et nous verrons s'il ressemble à ceux que nous connaissons déjà.

— A l'œil il ressemble à tous les autres; on ne le voit pas.

— Il y a très-peu de gaz qui se voient. Nous n'en étudierons qu'un seul, le chlore; il a une belle couleur jaune verdâtre. Mais vous savez que l'œil est souvent un mauvais témoin quand l'esprit ne l'aide pas. Prenez une allumette enflammée, et introduisez-la sous la cloche.

— Ah! quelle lumière éblouissante!

— N'ayez pas peur, cette expérience n'est nullement dangereuse. Vous n'aviez pas besoin que votre allumette fût enflammée pour réussir, il suffisait qu'elle présentât seulement un tout petit point encore rouge. Voyez-vous ? »

M. Desfourneaux remit l'allumette presque éteinte sous la cloche. Aussitôt celle-ci s'enflamma vivement, et brûla comme la première fois. Paul était émerveillé.

« Ce n'est pas tout, reprit M. Desfourneaux, voici un bocal en verre blanc. Je l'ai rempli précédemment d'oxygène. J'y introduis ce ressort de montre, au bout duquel il y a un petit morceau d'amadou que j'allume à peine. Voyez.

Au même instant, le bocal fut tout en feu; il devint impossible de le regarder fixement, même en plein jour. Le ressort d'acier brûla et jeta des globules enflammés sur les parois du bocal, qui fut fêlé en plusieurs endroits.

Paul était tellement émerveillé de cette belle expérience, qu'il fut impossible de terminer autrement l'étude de l'air ce jour-là. L'azote, qui par lui-même n'a d'autre qualité que de tempérer la force trop violente de l'oxygène, n'attira nullement l'attention de notre jeune ami. Paul ne désirait plus qu'une chose : s'assurer comment il pourrait faire par lui-même de l'oxygène. Vous comprendriez difficilement la joie qu'il éprouva quand il apprit que le *peroxyde de manganèse* n'était pas rare ; qu'il s'en trouvait chez la plupart des pharmaciens ; qu'une cornue et des allonges se trouveraient aussi soit chez eux, soit chez les marchands de faïence, ainsi que tous les tubes possibles. Mais il ne se posséda plus quand M. Desfourneaux lui donna un peu

de cette poudre et une cornue ; il trouva chez son père un petit tuyau qui lui servit d'allonge et qu'il souda avec de l'argile délayée. Une bouteille cassée lui servit de cloche à recueillir les gaz, et ce jour-là même il eut la gloire de faire brûler sa première allumette dans l'oxygène *créé* par lui.

ENTRETIEN II

De l'eau. — Vaporisation, condensation, bouillonnement. — De la glace. — Glace artificielle. — Moyen de conserver la glace. — Conducteurs de la chaleur. — Sorbets. — Givre. — Canons de glace. — Hydrogène. — Découverte de la nature de l'eau. — Précautions à prendre pour brûler l'hydrogène. — Explosion. — Expériences curieuses. — Cause du bruit des explosions. — Hydrogène respiré. — Affinité chimique. — Examen de la pureté de l'eau.

Lorsque Paul arriva le lendemain, M. Desfourneaux était déjà dans son laboratoire, occupé à préparer les expériences de la leçon.

« Nous avons étudié hier, dit le chimiste à son élève, un des anciens éléments ; nous l'avons partagé en deux gaz bien distincts : l'un, l'oxygène, dans lequel certains corps brûlent avec une activité extrême et un éclat éblouissant; l'autre, l'azote, corps gazeux comme le premier, dont nous n'avons encore examiné que les qualités négatives.

Nous allons faire aujourd'hui le même travail relativement à l'eau. Elle est aussi composée de deux gaz : l'oxygène, que vous connaissez déjà, et l'hydrogène, que vous connaîtrez bientôt.

— Je ne comprends pas qu'un liquide comme l'eau soit composé de deux gaz dont l'un au moins facilite si étonnamment la combustion.

— Il est important, mon ami, que vous vous dépouilliez de la plupart des idées que vous avez sur la composition des corps. Ainsi, par exemple, vous regardez

l'eau comme essentiellement liquide, tandis qu'elle est alternativement solide, liquide et gazeuse, suivant que ses molécules sont plus écartées l'une de l'autre par la chaleur.

L'état naturel de l'eau à la température ordinaire est l'état liquide; cependant à cette température même elle se vaporise insensiblement. Il faut, pour qu'elle se vaporise rapidement, qu'elle ait été convenablement chauffée. Alors des globules ou cloches de vapeurs se forment sur les parties du vase les plus rapprochées du feu et viennent éclater librement à la surface, ce qui produit le bouillonnement.

— Ainsi, le bouillonnement de l'eau ne serait donc qu'un déplacement du liquide écarté par les bulles de gaz?

—Sans doute, le phénomène de l'ébullition, ou plutôt du bouillonnement, se produit souvent sans chaleur. Vous voyez une espèce de bouillonnement lorsque vous plongez ou pressez une éponge dans l'eau. Des bulles s'élèvent du fond du verre plein d'eau dans lequel vous mettez un morceau de sucre.

— Mais pourquoi la vapeur d'eau s'élève-t-elle ainsi violemment au-dessus du liquide?

— Parce qu'elle est bien plus légère que lui. La vapeur occupe près de dix-sept cents fois plus de place que l'eau qui l'a formée; une bulle de vapeur pèse donc dix-sept cents fois moins qu'un égal volume d'eau. Vous avez entendu parler des merveilleux effets de la force qui résulte de cette expansiou de l'eau vaporisée. Quand nous nous occuperons de physique et de mécanique, nous aurons mille occasions d'en voir de beaux exemples.

Disons un mot maintenant de l'eau à l'état solide.

— L'eau solide, c'est la glace; elle n'est pas si facile à faire que la vapeur. Pour en avoir, il faut attendre l'hiver.

— Vous vous trompez, mon ami, l'eau se congèle quand il y a absence de chaleur suffisante : enlevez la chaleur à l'eau ordinaire, et vous aurez formé de la glace.

— Vous feriez de la glace au cœur de l'été ?

— Oui, certes, et même auprès du feu.

— Vraiment ! oh ! que je serais curieux de voir cela !

— Eh bien ! donnez-moi trois quarts d'heure, et vous serez satisfait. »

Aussitôt M. Desfourneaux se mit à l'œuvre. Il prit une boîte carrée assez plate, et deux autres boîtes en fer-blanc pouvant tenir fort à l'aise dans la boîte de bois. Il prit ensuite de l'acide sulfurique, qu'il versa presque goutte à goutte dans une quantité d'eau qu'il avait mesurée d'avance. Paul ne pouvait rester en place; il toucha la terrine dans laquelle M. Desfourneaux faisait son mélange, et retira vite la main.

« Dieu ! que c'est froid ! s'écria-t-il.

— En êtes-vous bien sûr? dit M. Desfourneaux en riant. Touchez encore, et laissez votre main.

— Mais, dit Paul, non, au contraire, il me semble à présent que c'est chaud... Oui..., bien sûr..., et même très-chaud... Ce n'est pourtant pas possible... Vous avez pris de l'eau froide et une autre drogue froide aussi... Mes sensations sont brouillées; je ne peux plus distinguer le froid du chaud... Cependant c'est chaud, ceci; je sens fort bien que la terrine me brûle. »

M. Desfourneaux continuait son mélange, et s'amusait beaucoup de l'embarras de Paul. « Vous ne vous trompez pas, lui dit-il enfin : il y a ici production de

chaleur. Si j'avais fait ce mélange plus vite, cette chaleur aurait pu casser la terrine ou faire jaillir sur nous cette drogue, comme vous l'appelez. Or une seule goutte sur nos habits aurait enlevé le morceau ; ce n'est pas sans précaution qu'il faut s'en servir, quoique cet acide n'offre guère de danger pour ceux qui connaissent ses propriétés.

Les deux corps que je combine ont séparément une assez grande capacité pour la chaleur, mais le composé qui en résulte en a infiniment moins. C'est pour cela que cette chaleur se dégage à mesure que la combinaison s'opère. C'est encore un phénomène que je vous expliquerai quelque jour, mais qu'il faut aujourd'hui nous contenter de reconnaître, faute de pouvoir tout expliquer à la fois.

— Eh bien ! monsieur Desfourneaux, qu'attendez-vous donc pour continuer ?

— Je laisse dégager la chaleur inutile.

— C'est-à-dire que vous laissez refroidir votre mélange.

— Précisément. Maintenant je vais remplir d'eau pure les deux boîtes minces de fer-blanc ; c'est cette eau qui va se changer en glace. Pour cela, il faut que je la force à se dépouiller de la chaleur qui, dans cette saison, la maintient à l'état liquide. C'est l'opération contraire à celle que vous venez de voir. J'ai formé tout à l'heure un composé qui récèle peu de chaleur, puisque vous l'avez vu laisser échapper une partie de celle qui se trouvait contenue dans les corps composants. Je mets ce composé dans ma boîte de bois, et j'ajouterai du sulfate de soude que voici, quand je l'aurai réduit en poudre fine. Ces deux substances s'uniront rapidement et formeront un mélange qui, pour subsister, a

besoin de recéler beaucoup de chaleur. Or cette chaleur, le mélange l'empruntera aux corps voisins, et particulièrement aux deux boîtes d'eau que je vais plonger dedans. »

M. Desfourneaux opéra comme il venait de l'expliquer; un quart d'heure après, il y avait déjà de la glace dans les deux boîtes en fer-blanc. Mais pour terminer l'opération, il fallut ôter vite le premier mélange de la grande boîte et en faire un nouveau, parce que les deux liquides ayant été ramenés à une température commune, l'eau ne pouvait plus perdre de la chaleur qui lui restait.

En moins de trois quarts d'heure, M. Desfourneaux obtint un kilogramme et demi de la plus belle glace, sans avoir pris d'autre précaution que de détacher, à l'aide d'un couteau, la glace adhérente aux parois des boîtes de fer-blanc.

Paul ne pouvait en croire ses yeux; il tournait et retournait cette glace en tous sens; enfin il demanda instamment à M. Desfourneaux de l'emporter pour la faire voir à son père. M. Desfourneaux y ayant consenti, il voulut prendre une boîte de fer-blanc pour y remettre une tablette de glace et l'emporter.

« Non pas, dit M. Desfourneaux, ce serait un excellent moyen pour qu'il ne vous en restât pas du tout dans une demi-heure. Nous allons l'envelopper soigneusement dans un morceau de laine, nous l'entourerons ensuite de paille, et de cette manière elle ne fondra que très-lentement. »

Ce procédé de M. Desfourneaux contrariait encore toutes les idées de Paul. Il lui semblait que le fer-blanc étant plus froid à son avis que la laine et la paille, c'était l'enveloppe qu'il devait choisir de préférence.

« Il est bien vrai, lui dit à ce sujet le chimiste, que vous éprouvez une sensation de froid bien prononcée lorsque vous touchez du fer ou bien un autre métal. Mais si vous cherchiez à vous rendre compte de cette sensation, vous comprendriez parfaitement que c'est une raison pour ne pas l'employer ici.

Pourquoi éprouvez-vous du froid en touchant du fer? C'est parce que le fer conduit très-bien la chaleur et qu'il l'enlève rapidement à vos doigts pour la communiquer aux corps environnants.

— Je ne comprends pas du tout.

— Vous allez comprendre tout de suite. Prenez ce brin de paille par un bout, et approchez l'autre bout du feu. Bien. Tenez-le ainsi jusqu'à ce que le feu approche le plus possible de vos doigts. Vous voyez que la paille ne conduit pas très-bien la chaleur; car elle brûle ici très-près de vous, sans presque que vous vous en aperceviez. Il en est de même du bois; car voici un tison que vous pouvez prendre d'un bout, tandis qu'il est rouge à l'autre. Voyons, essayez s'il en sera de même du fer.

— Oh! je connais votre expérience; la barre de fer me brûlera par un bout bien longtemps avant qu'elle soit rouge à l'autre extrémité.

— Ceci vous prouve, mon ami, que la chaleur passe bien plus vite à travers le fer qu'à travers le bois.

— Je commence à comprendre; il y a cependant une chose qui m'embarrasse un peu : on nous donne dans l'hiver des vêtements de laine pour avoir chaud, et vous, vous enveloppez votre glace de laine pour qu'elle reste froide. Comment arrangez-vous cela ?

— De la manière la plus simple du monde : j'emploie la laine dans l'un et l'autre cas pour que le corps qu'elle

enveloppe conserve sa température, sans que la chaleur puisse passer sensiblement à travers l'enveloppe. Dans l'hiver, j'enveloppe mon corps de laine pour que sa chaleur ne passe pas au dehors; dans l'été, j'enveloppe ma glace de laine pour que la chaleur du dehors ne vienne pas la fondre.

— C'est juste, je ne me trompais que parce que je comprenais mal la manière dont la laine agissait.

Maintenant, monsieur Desfourneaux, pouvez-vous me dire si je pourrais faire de la glace moi-même?

— Assurément; l'appareil n'est pas cher, et l'opération est bien simple (1).

— Est-ce ainsi que s'y prennent les garçons de café pour faire des glaces en été?

(1) Voici les dimensions les plus convenables pour l'appareil ; il se compose :

1° D'une boîte en bois de chêne de 37 centimètres de longueur, de 8 centimètres de largeur et de 16 centimètres de hauteur : toutes ces mesures prises de dedans en dehors;

2° De deux boîtes en fer-blanc construites en la même forme, mais ayant chacune 35 centimètres de longueur, 16 millimètres de largeur, et 18 centimètres de hauteur.

La boîte en bois est destinée à recevoir le mélange frigorifique; les deux boîtes en fer-blanc devront contenir l'eau qu'on se propose de convertir en glace.

Le mélange frigorifique se compose d'un kilogramme et demi d'acide sulfurique étendu d'eau, dans la proportion de 625 grammes d'eau contre 875 grammes d'acide.

On opère comme il est dit ci-dessus.

Il faut apporter quelques soins dans le choix du sulfate de soude, et éviter d'employer celui qui serait effleuri, c'est-à-dire dont la surface aurait un aspect farineux.

En général, après quarante à cinquante minutes, l'eau est totalement gelée; s'il en était autrement, il faudrait recourir à un troisième mélange, mais le troisième mélange ne sera jamais nécessaire si l'on a opéré assez promptement, et si l'eau qu'on emploie ne marque que dix degrés environ.

Nous répétons ici qu'il faut se garder de faire jaillir sur son visage et sur ses vêtements quelque portion du mélange; une goutte d'acide qui s'introduirait dans les yeux produirait un effet funeste, et les vêtements qui en seraient atteints seraient bientôt rongés.

— Non, mon ami, il y a des procédés plus économiques pour glacer les crèmes dont vous parlez. On prend de la glace pilée ou de la neige que l'on conserve pour cet usage dans les glacières, puis on prend une égale quantité de sel de cuisine que l'on mèle rapidement à la glace pilée. On plonge dans ce mélange la sorbetière qui contient la préparation que l'on veut glacer; en peu de temps elle est parfaitement prise. Ce procédé, toutes les fois que l'on peut se procurer de la glace, est très-commode et fort économique; car la glace et la neige employées ne sont que de l'eau pure dans laquelle on a fait fondre du sel de cuisine. Or, en faisant évaporer l'eau, on retrouve tout le sel employé; il n'y a donc pas de dépense de sel, puisque la même quantité peut servir autant de fois qu'on le veut. Je n'ai pas produit la glace que vous venez de voir par ce moyen: il ne vous eût pas paru si étonnant de voir faire de la glace avec d'autre glace; d'ailleurs je n'en avais pas à ma disposition.

Il y a bien d'autres mélanges frigorifiques qui ont une puissance considérable; ainsi on produit un froid artificiel très-énergique en mêlant simplement la glace ou la neige avec les sels déliquescents, c'est-à-dire qui fondent facilement parce qu'ils sont avides d'eau, ainsi qu'avec quelques acides qui ont pour l'eau la même avidité. On peut aussi produire du froid en combinant ensemble bon nombre de sels ou bien en mêlant des sels avec des acides. Nous reviendrons plus tard sur ce sujet.

Il y a un autre moyen encore de produire de la glace en petite quantité, l'évaporation. Je prends une petite fiole, je l'enveloppe d'un linge trempé dans l'éther, et je l'attache au bout d'une ficelle. Prenez l'autre bout de

la ficelle, et faites tourner rapidement la fiole comme une fronde, en entretenant le linge imbibé d'éther. »

Paul ne se le fit pas répéter deux fois; il fit vivement tourner la fiole, en s'arrêtant seulement de temps en temps pour imbiber le linge; l'eau fut bien vite gelée.

« Tout à l'heure, ajouta M. Desfourneaux, nous avons vu des sels solides absorber de la chaleur en passant à l'état liquide; ici, l'éther absorbe aussi de la chaleur en passant à l'état gazeux, parce qu'il se vaporise très-facilement. Les paysans, sans connaître cette propriété, en profitent souvent pendant l'été pour rafraîchir leurs boissons. Ils mettent les bouteilles au soleil en les enveloppant soigneusement d'une toile qu'ils mouillent de temps en temps; l'eau, en passant à l'état de vapeur, prend à la bouteille une partie de sa chaleur, et rafraîchit ainsi la liqueur qu'elle contient.

Si notre entretien n'avait pas été si long aujourd'hui, nous eussions pu entrer dans quelques détails sur les propriétés de la glace; elle sert beaucoup aux chimistes, comme nous aurons occasion de le voir. Les médecins en font usage dans plusieurs maladies, et surtout dans les fièvres cérébrales.

Je ne terminerai pas sans vous dire que l'eau, en se gelant, augmente de volume par la disposition que prennent ses particules lors de la congélation.

— C'est donc là ce qui fait que la glace va sur l'eau, quoiqu'elle ne soit elle-même que de l'eau?

— Justement; à partir de quatre degrés sur zéro l'eau augmente de volume, soit qu'elle s'échauffe, soit qu'elle se refroidisse; ainsi, quand vous entendrez parler de l'eau à son maximum de densité, on voudra parler de l'eau à quatre degrés à peu près. C'est à cette température qu'elle tient le moins de place.

— On aurait dû appeler ce degré-là le degré zéro.

— On ne l'a pas fait parce qu'il serait difficile à apprécier. Le degré zéro est celui de la glace fondante. Il est bien plus facile à saisir dans la pratique, puisque le thermomètre ne varie pas, tant que la glace fond dans un vase, quand bien même on la ferait fondre sur un feu ardent, de même que l'eau bouillante marque toujours cent degrés, quelque violemment que vous la fassiez bouillir, pourvu que ce soit à l'air libre.

— Est-ce parce que l'eau augmente de volume en se gelant, que les vases pleins d'eau se brisent pendant les nuits bien froides ?

— Précisément. La glace en se formant augmente de volume avec une force telle, qu'un canon de fusil très-épais n'y résisterait pas. Vous voyez dans l'hiver des preuves extraordinaires de la violence de la glace ; elle fait fendre les branches et les troncs d'arbres qui contiennent un peu de séve ou dans lesquels il s'est glissé de l'eau ; les plus petits vents brisent les plus fortes branches quand elles sont chargées de cette espèce d'eau glacée qu'on appelle givre.

— J'ai vu cela bien des fois.

— Du reste, plus la glace a perdu de chaleur, plus elle est dure. Quelquefois elle ne se laisse pas briser par le marteau.

En 1740, on construisit à Saint-Pétersbourg, avec de la glace de la Newa qui avait alors soixante centimètres d'épaisseur, un très-beau palais de glace long de dix-sept mètres et haut de sept. On plaça au-devant six canons de glace qui avaient dix centimètres d'épaisseur, avec des affûts de glace ; on chargea ces canons avec 368 grammes de poudre seulement, au lieu d'un kilogramme et demi ; mais l'explosion n'en fut pas moins

forte ; ils résistèrent parfaitement, et le boulet de l'un d'eux perça une planche de cinq centimètres et demi d'épaisseur à soixante pas. Aucun ne creva.

Avant de continuer l'étude de l'eau, nous allons faire connaissance avec un nouveau gaz. Connaissez-vous ceci ?

— C'est une poudre de quelque métal. On dirait de la limaille de fer.

— Vous ne vous trompez pas. Je mets un peu de cette limaille dans un flacon ; si je verse par-dessus une certaine quantité d'acide sulfurique étendu d'eau, il se produira dans la bouteille une révolution plus ou moins prompte : bouchez la bouteille avec un bouchon traversé par un tube de verre effilé (1).

Vous devez voir au bouillonnement intérieur de la fiole qu'il y a formation de gaz. Nous allons tâcher de reconnaître sa nature ; approchez une allumette enflammée de l'extrémité effilée.

— Ah ! s'écria Paul, c'est un gaz qui brûle ; mais ce ne doit pas être le gaz d'éclairage, sa lumière est trop bleuâtre et trop pâle.

— C'est de l'hydrogène, on le reconnaît à sa flamme ; on pourrait également le reconnaître à son poids, car il pèse quatorze fois et demi moins que l'air. Éteignons le tube, et attachons à l'extrémité cette vessie. »

La vessie fut bientôt gonflée ; M. Desfourneaux la ficela fortement pour éviter une perte de gaz, puis il la détacha ; elle s'éleva dans l'air, et alla battre le plafond du laboratoire, où elle resta comme collée.

« Nous allons constater, pendant que nous y sommes, une propriété de ce gaz. Rallumons-le, et mettons au-

(1) C'est cet appareil qu'on nomme *Lampe philosophique*. Voyez dans les principes de manipulation, à la fin du volume, le moyen d'effiler les tubes.

dessus de la flamme cette soucoupe de porcelaine ; remarquez que la soucoupe ne noircit pas ; il se forme, au contraire, des gouttelettes d'un liquide très-clair qu'il n'est pas difficile de reconnaître pour de l'eau pure. C'est en 1776 que deux professeurs de chimie observèrent ce fait pour la première fois. A cette époque, l'eau passait encore pour un élément. »

Paul ne paraissait plus écouter. Il jouait avec la flamme de l'hydrogène et la soucoupe de porcelaine.

« Monsieur Desfourneaux, s'écria-t-il tout à coup, il me vient une singulière idée. Il me semble, en voyant ces gouttelettes, que l'eau est faite avec de l'hydrogène brûlé, et qu'elle n'est que de la cendre de gaz brûlé. Ce serait singulier de faire de l'eau avec du feu.

— Vous êtes plus près de la vérité que vous ne pensez; car l'eau n'est réellement que de l'hydrogène brûlé. Seulement vous avez tort de comparer l'eau formée à la cendre de nos foyers. La cendre n'est pas le résultat de la combustion du bois, c'est, au contraire, la partie du bois qui ne peut pas brûler. Le résultat de la combustion est formé de gaz divers que nous apprendrons bientôt à connaître. Malgré cette fausse idée, vous n'en étiez pas moins sur la voie de l'une des plus belles découvertes des temps modernes.

Jusqu'en 1781, on avait cru que l'eau était un élément. Ce fut Cavendish, chimiste anglais, qui le premier osa soutenir publiquement que l'eau était un corps composé, après avoir répété soigneusement les expériences de chimistes français qui n'avaient pas osé heurter de front les vieilles opinions.

L'assertion de Cavendish fut traitée de folie pendant quelque temps; mais il fallut bien se rendre à l'évidence. D'ailleurs, si Cavendish était le premier qui eût

publié cette opinion, il n'était pas le seul qui l'eût eue. Watt en Angleterre, et Lavoisier en France, parvenaient aux mêmes conclusions, vers le même temps, en créant, pour les soutenir, des démonstrations qui ne laissent rien à désirer.

L'hydrogène qui brûle dans l'air, c'est l'hydrogène qui se combine avec l'un des deux éléments de l'air pour former un nouveau corps. Nous sommes déjà convenus de cela. Le nouveau corps est donc nécessairement un composé d'hydrogène et...

— D'oxygène, car l'autre gaz de l'air n'est pas propre à la combustion. Je m'en souviens.

— Très-bien. Or vous venez de deviner vous-même que le résultat de la combustion était de la vapeur que le froid de ma soucoupe résolvait en eau. Il est donc facile de concevoir que l'eau est une combinaison d'hydrogène et d'oxygène. Cette combinaison est d'abord gazeuse, et passe par le refroidissement à l'état liquide.

Aussitôt qu'on eut découvert les véritables éléments de l'eau, tous les chimistes s'occupèrent à en faire des quantités plus ou moins grandes à l'aide de divers appareils dans lequels il n'entrait que les deux gaz; il fut alors facile de constater qu'il fallait, pour que l'opération fût complète, employer deux litres d'hydrogène contre un litre d'oxygène. La plus belle expérience qui fut faite à ce sujet eut lieu en 1790. Les trois chimistes qui la firent y employèrent cent quatre-vingt-cinq heures sans quitter l'appartement. Ils se reposaient alternativement sur un matelas jeté dans un coin du laboratoire. Ils obtinrent ainsi trois cent quatre-vingt-cinq grammes d'eau parfaitement pure, que l'on conserve encore au muséum d'histoire naturelle à Paris.

— Je ne serai pas content que je n'aie fabriqué de l'eau pure.

— Cette fabrication, très-simple comme nous la faisons ici, en brûlant dans l'air un jet de gaz, demande quelques précautions. Ainsi, vous auriez pu vous blesser en allumant votre gaz, si l'ouverture avait été plus large et si l'air n'avait pas été bien chassé auparavant de l'appareil. L'hydrogène est excessivement brutal quand il est mêlé à l'oxygène, comme nous allons le voir.

J'introduis dans un flacon de verre à parois très-épaisses, et pouvant contenir un quart de litre environ, de l'hydrogène jusqu'aux deux tiers, et je remplis le reste avec de l'oxygène. J'enveloppe ensuite le flacon avec un linge épais que je roule très-serré jusqu'à la naissance du goulot. Maintenant prenez garde à vous, mais n'ayez pas peur. »

En même temps M. Desfourneaux déboucha le flacon, et l'approcha d'une bougie allumée. A l'instant une violente détonation se fit entendre.

« Vous voyez, dit M. Desfourneaux, que la réaction est vive, car le flacon s'est cassé. J'ai donc bien fait de l'entourer d'un linge, autrement les éclats du verre auraient pu me blesser. Il faut vous dire cependant que les flacons ne se brisent pas toujours, et j'en ai vu me servir bien des fois pour le même usage. »

Paul était un peu ému; car il ne s'était pas attendu à cette détonation, qui lui parut aussi forte que celle d'un coup de fusil. « Mais, monsieur Desfourneaux, dit-il enfin, je n'y conçois rien : voilà maintenant que pour faire de l'eau vous brûlez ensemble deux gaz qui font le même bruit qu'un coup de canon. C'est véritablement merveilleux. Je ne rêve pourtant pas, et les

oreilles me tintent encore de l'explosion que je viens d'entendre.

— Je ne vous engage pas à répéter vous-même cette expérience; mais je vais vous donner le moyen d'en faire un jeu fort amusant.

Voici une vessie que j'ai remplie du même mélange, et au bout de laquelle j'ai attaché un tube de verre.

Voici d'un autre côté de l'eau de savon, telle que les enfants la préparent pour souffler des bulles avec un chalumeau. Au lieu de souffler des bulles en portant le chalumeau à ma bouche, je les souffle avec le gaz de la vessie. Maintenant que vous les voyez s'élever dans l'air, prenez dans ce coin une perche préparée comme celles dont on se sert pour allumer les cierges dans les églises; allumez la bougie qui est au bout, et poursuivez comme pour la brûler chaque bulle que vous pourrez atteindre. »

Paul fut bientôt à l'œuvre, et à mesure que M. Desfourneaux soufflait une bulle, il s'empressait, lorsqu'elle était assez élevée, de la poursuivre avec la bougie, et autant de bulles, autant d'explosions. Il n'y avait plus de mélange. Paul en voulait encore; il aurait volontiers pris des leçons pareilles du matin au soir.

« Voilà encore dans l'eau de savon de la mousse en quantité, dit-il; il doit y avoir de l'hydrogène emprisonné là dedans. Faut-il amorcer, monsieur Desfourneaux?

— Un petit moment, s'il vous plaît; laissez-moi le temps de mettre le plat par terre, et éloignons-nous. »

L'explosion, cette fois, fut beaucoup plus violente, et Paul comprit que son maître avait eu raison de prendre quelques précautions.

« Maintenant, dit M. Desfourneaux, qui s'était plu à

prolonger ce jeu pour graver la leçon dans la mémoire de son élève, il faut tâcher de nous rendre compte de ce bruit.

L'inflammation se communique instantanément à toute la masse des gaz, à cause de l'extrême combustibilité de l'hydrogène. L'eau formée à l'état de vapeur occupe un espace beaucoup plus grand que les gaz primitifs, à cause de la chaleur qui se développe. Elle ne s'empare de cet espace qu'en fouettant violemment l'air voisin qu'elle déplace; mais aussitôt ce même air refroidit la vapeur et la résout en eau. De là un vide rempli brusquement par l'air qui afflue de tous les côtés à la fois. Ce sont deux effets opposés tellement rapprochés, que l'oreille les confond, mais qui sont néanmoins bien distincts.

— Est-ce que l'air fait du bruit toutes les fois qu'il est agité?

— Sans doute. Tout ce qui est bruit dans le monde n'est guère que l'effet de l'agitation plus ou moins brusque, plus ou moins violente de l'air.

— C'est donc l'effet d'un coup de fouet en l'air?

— C'est quelque chose d'analogue. Nous nous écarterions trop de notre sujet s'il nous fallait entrer dans de plus grands détails, nous serions obligés d'étudier une branche importante de la physique dont nous reparlerons sans doute plus tard.

Avant de quitter le gaz hydrogène, remarquons qu'il ne peut entretenir la vie. Les animaux qui le respirent meurent bientôt asphyxiés, et leur sang prend alors une teinte bleuâtre. Ce n'est pas que l'hydrogène détériore les organes, c'est tout simplement parce que le jeu des poumons ne peut être entretenu que par l'oxygène. L'hydrogène, mélangé d'une suffisante quantité

d'air, ne paraît pas nuisible à l'homme. Pilastre du Rosier (1) respira à l'aide d'une vessie, et à six ou sept reprises différentes, de l'hydrogène pur, sans s'en trouver plus mal. Pour montrer que c'était bien de l'hydrogène qu'il avait aspiré, il en fit sortir des poumons à travers un long tube qu'il enflamma. Le gaz brûla comme celui de la lampe philosophique. Pour achever de convaincre les spectateurs, il respira un mélange semblable à celui que nous avons fait détoner tout à l'heure. Mais vous devinez ce qui arriva : le mélange s'enflamma dans toute la longueur du tube, et causa une explosion telle, que le chimiste crut avoir toutes les dents cassées. Il en fut quitte fort heureusement pour la peur.

Le gaz hydrogène change totalement le son de la voix des personnes qui le respirent; la voix devient faible, criarde et glapissante. Aucun autre gaz ne produit un pareil effet.

Le gaz hydrogène s'obtient facilement en jetant de la limaille de fer, ou, mieux encore, du zinc, dans de l'acide sulfurique étendu d'eau. Le gaz se dégage promptement, comme nous l'avons vu tout à l'heure.

—Maintenant je sais faire de l'hydrogène, c'est vrai ; mais je ne comprends pas bien comment le mélange que vous dites peut en fournir.

— Il faudrait, pour le comprendre parfaitement, que nous fussions plus avancés. Vous pouvez néanmoins admettre un fait bien constant, c'est que certains corps ont une grande tendance à s'unir avec d'autres corps ; on appelle cette tendance affinité. Ainsi, vous avez re-

(1) Pilastre du Rosier est plus connu comme aéronaute que comme chimiste. Un faiseur d'anagrammes a trouvé que dans les lettres de son nom il y avait cette phrase : *Tu es p^r roi de l'air.*

marqué peut-être que le sel de cuisine aime tellement s'unir à l'eau, que pour peu qu'il y ait de l'humidité dans l'air, il s'en empare. Eh bien, on dit alors que le sel a beaucoup d'affinité pour l'eau. Il y a des cas où cette affinité est si grande, que non-seulement le corps qui la possède s'unit avec l'autre, mais aussi qu'il force celui-ci à se former lorsque ses éléments sont en présence dans des circonstances favorables, afin de s'unir ensuite à lui. Ainsi l'acide sulfurique a beaucoup d'affinité pour plusieurs métaux lorsqu'ils sont unis à l'oxygène.

L'acide sulfurique, par exemple, ne peut s'unir au zinc qu'autant que celui-ci est oxydé, et il détermine cette oxydation. Pour cela, il faut trouver de l'oxygène quelque part. Où en trouvera-t-on?

— Dans l'eau, puisque l'eau en est formée.

— Vous l'avez deviné. Mais si le métal prend à l'eau son oxygène, sous l'influence de l'acide sulfurique, que deviendra l'hydrogène?

— Eh bien, l'hydrogène redevient gaz et s'envole, puisque l'oxygène l'a quitté.

— Très-bien. Le métal s'empare de l'oxygène de l'eau; l'acide sulfurique s'empare ensuite du métal oxydé, et l'hydrogène resté libre s'envole.

Vous pouvez ainsi vous rendre compte de la réaction:

Eau	hydrogène qui devient libre.		
	oxygène.	oxyde de fer.	sulfate de fer.
Fer			
Acide sulfurique.			

Maintenant, reprit M. Desfourneaux, vous savez de quoi est composée l'eau pure; vous en feriez de toutes pièces, si vous en aviez besoin. Il est bon que nous

disions quelques mots des différents états dans lesquels elle se trouve dans la nature. Il n'y a pas de corps plus commun; il n'y en a peut-être pas qui se trouve plus rarement pur.

— Comment! cette belle eau de source qu'on trouve si limpide n'est pas pure?

— Non, certainement. Tant de substances ont de l'affinité pour l'eau, qu'il est infiniment rare que celle-ci ne dissolve pas une quantité notable des substances à travers lesquelles elles s'infiltre. Je vous étonnerai, sans doute, si je vous dis qu'il y a souvent des mares dont l'eau est moins impure que l'eau de beaucoup de sources. On blâme souvent les paysans de la Normandie qui préfèrent l'eau de mare à l'eau de fontaine pour faire leur cidre. Ils ont cependant raison. Le seul tort qu'ils ont, c'est de croire, dans certaines localités, que l'eau *croupie*, c'est-à-dire chargée de *détritus* organiques en décomposition, est la meilleure. Souvent les eaux de mare ne sont que des eaux de pluie réunies dans un trou. Ces eaux renferment bien des substances végétales qui finissent par croupir et lui donner, en se décomposant, une odeur désagréable; mais le plus souvent ces substances se déposent au fond ou nagent à la surface, et ne détruisent pas les qualités essentielles du liquide.

— Est-il bien difficile de vérifier le degré de pureté de l'eau?

— Très-facile, au contraire. L'eau qui s'évapore doucement n'entraîne pas avec elle les corps étrangers qu'elle tient en dissolution. Prenez un litre d'eau, versez-le dans un vase plat de porcelaine (les vases destinés à cet usage se nomment capsules); exposez le liquide à une température modérée comme celle d'un

poêle, jusqu'à ce qu'il soit desséché. Vous chaufferez ensuite un peu plus fort le résidu terreux qui restera au fond de la capsule. Quand il sera parfaitement sec, vous le pèserez. Vous trouverez pour la plupart des eaux de rivière, quand elles ne sont pas limoneuses, moins de 20 centigrammes de résidu terreux par litre, et vous trouverez des sources qui vous en fourniront 80 centigrammes, ou même plus.

— D'après cela, l'eau la plus pure est celle de la pluie, puisqu'elle vient de l'évaporation de toutes les eaux dans l'air.

— Oui, sans doute. L'eau de pluie, après les premières ondées, ne tient plus en dissolution que de l'air.

— L'eau qui vient des premières ondées n'est donc pas si pure ?

— Celle-là a entraîné dans sa chute une foule de corps que le vent avait élevés de terre ; aussi ne peut-elle être gardée longtemps sans avoir une forte odeur. Ce n'est pas l'eau qui se corrompt, ce sont les substances qui lui sont étrangères. »

L'heure de la leçon s'était passée à jouer avec les bulles de gaz ; on vint chercher M. Desfourneaux, et la leçon fut remise au lendemain.

ENTRETIEN III

Composition des corps. — Division des corps. — Expériences. — Corps simples ou éléments modernes. — Idée de l'analyse chimique. — Mélange et combinaison. — Atomes chimiques. — Simplicité des combinaisons chimiques. — Combustion des corps. — Commencement de nomenclature. — Acides et oxydes. — Réactifs. — Résumé. — Tableau des premières règles de nomenclature.

« Aujourd'hui, dit M. Desfourneaux, lorsque Paul se présenta le lendemain, nous allons jeter un regard en arrière et classer les faits que nous possédons déjà. »

Paul sembla mécontent. « J'aimerais mieux continuer toujours, dit-il, et voir des choses nouvelles...

— Il y a tant de merveilles dans la nature, que vous confondriez bientôt tout ce que vous auriez appris. L'étude en deviendrait fatigante, et ne vous serait d'aucune utilité. En peu de jours vous seriez dégoûté.

— Je vous écoute toujours avec la même attention.

— Je veux vous entretenir aujourd'hui des lois invariables que la nature a établies pour la composition des corps.

Il faut d'abord que vous sachiez qu'un corps est composé d'une infinité de parties appelées molécules, qui ont les propriétés du corps dont elles proviennent.

— Je sais cela : la plus petite miette de sucre est sucrée, à proportion, comme un gros morceau. Qu'on écrase le sel aussi fin qu'on voudra, la poussière sera salée comme le sel l'était auparavant.

— Ce n'est pas seulement à la petitesse des grains de poussière que s'arrête la divisibilité des corps. L'art du physicien chimiste constate la présence de parties bien plus petites encore, comme il nous est facile de nous en convaincre.

Je ne vous dirai pas qu'il y a des métaux dont la ductilité est si grande, c'est-à-dire qui s'allongent et s'étendent si bien, que l'imagination se perd en calculant leur divisibilité. L'or, par exemple, peut être amené par des moyens purement mécaniques à un état tel, qu'un morceau à peine gros comme la tête d'une épingle peut être converti en un petit tube de six kilomètres de longueur.

Mais je ne m'arrête pas aujourd'hui à ce fait, que je ne puis vous mettre sous les yeux; nous y reviendrons. Examinons un autre fait qui n'est pas moins concluant.

Voici un verre plein d'eau pure; j'y fais fondre un seul grain de sel: c'est bien peu, n'est-il pas vrai?

— Ce n'est pas assez pour qu'en le goûtant on puisse s'apercevoir qu'il y a du sel.

— Il y a néanmoins des molécules de sel dans chacune des gouttes du liquide. Je vais plus loin. Je prends une goutte de cette eau si légèrement salée, et je la mêle avec l'eau qui remplit la cuvette que voici, et dont je retire seulement une petite quantité. Eh bien, quelque petite que soit la portion de sel renfermée dans la goutte d'eau que j'ai mêlée dans la cuvette, elle est assez divisée pour se répandre dans toute la masse.

— Il serait difficile de découvrir le sel qu'il y a dans cette eau.

— Mon ami, rien n'échappe au chimiste. Il a, pour reconnaître les diverses substances de la nature, des réactifs en assez petit nombre, mais qui accusent de la

manière la plus fidèle la présence d'un corps. L'un de ces réactifs indique la présence du sel commun dans un liquide quelconque. Le voici : c'est l'*azotate d'argent* (1). Si j'en verse un peu dans cette petite quantité d'eau que j'ai réservée à dessein, il ne se manifeste aucun trouble; mais versez-en une ou deux gouttes dans l'eau que nous avons salée. Qu'arrivera-t-il ? »

M. Desfourneaux prit de cette eau dans un verre. Paul y mit avec précaution quelques gouttes de la liqueur, et aussitôt il se forma dans le verre un nuage blanchâtre qui troubla sensiblement l'eau. Paul resta ébahi.

« Vous voyez, ajouta M. Desfourneaux, que voilà un dénonciateur très-fidèle. Qu'en dites-vous? Pouvez-vous douter qu'il y ait dans cette eau un corps qui n'est pas dans l'autre? Ce corps, vous le connaissez bien, puisque je l'ai mêlé sous vos yeux.

— Je ne comprends pas, dit Paul, comment tout cela peut se faire.

— Un peu plus tard vous le comprendrez; laissez-moi vous expliquer maintenant comment la nature agit dans la composition des corps.

Quoique nous ne reconnaissions plus les quatre éléments des anciens, nous avons aussi des corps élémentaires, dont le nombre s'élève à cinquante-quatre (2); mais nous n'en étudierons qu'une trentaine qui, par eux-mêmes ou par leurs composés, offrent un assez grand

(1) L'azotate d'argent ou nitrate d'argent, préparé en bâton, prend ordinairement le nom de *pierre infernale,* et s'applique sur les plaies lorsque les chairs croissent trop. Mais l'azotate employé ici est une dissolution claire et limpide qu'on trouve chez tous les pharmaciens. L'azotate d'argent doit être manié avec précaution.

(2) Les éléments se divisent en métaux et métalloïdes : les métaux sont doués d'un éclat particulier qui les distingue d'une manière bien tranchée. Ils sont au nombre de quarante-un. (Voyez le tableau ci-dessous, Entretien XI.)

Nous donnons ici la liste des éléments non métalliques, en distinguant par

intérêt. Ceux dont nous ne nous occuperons pas n'ont pas encore reçu d'application dans les arts.

Ces nouveaux éléments sont des corps qui, soumis à toutes les forces dont nous pouvons disposer, n'ont jamais été décomposés : l'oxygène, l'hydrogène et l'azote, que vous connaissez déjà, sont des éléments.

— En est-on bien sûr cette fois-ci?

— Non, si l'on prend ce mot dans son acception la plus rigoureuse. Nous ne savons pas si les corps que nous considérons comme éléments ne sont pas des composés plus stables que les autres, et formés eux-mêmes d'éléments moins nombreux. Mais nous savons deux choses d'une manière très-précise :

La première, que ces corps se conduisent à l'égard de tous les autres corps connus comme des corps simples ;

La seconde, que tous les corps connus aujourd'hui sont formés de ceux-là.

Ces deux choses suffisent pour que nous soyons à l'abri de toute erreur, en regardant comme éléments ou corps simples ceux que nous ne pouvons pas décomposer.

Les corps composés sont tous formés dans la nature ou dans les arts par l'union intime des corps simples.

— Quand tout cela se trouve mêlé, c'est bien difficile à reconnaître.

un astérisque les corps les plus intéressants ou les plus utiles à étudier, soit pour eux-mêmes, soit pour leurs composés.

MÉTALLOÏDES.

* Oxygène.	* Chore.	Silicium.
* Hydrogène.	* Phosphore.	Brome.
* Azote.	Iode.	Sélénium.
* Carbone.	Bore.	Zirconium.
* Soufre.	Fluor.	

— Pas aussi difficile que vous pensez. Un chimiste prendra le premier composé venu, et vous dira non-seulement quels sont les éléments qu'il renferme, mais quelle est la proportion de chaque élément. Il est facile d'isoler les corps simples les uns des autres, avec les réactifs et les agents que nous possédons. Rien ne se perd dans la nature. Un composé se détériore souvent, se décompose en entier, mais ses éléments restent toujours; il faut qu'on les retrouve.

— Eh bien! si vous avez quelques éléments, donnez-les-moi, je vais en mêler, en pétrir quelques-uns, et vous devinerez.

— Nous aurons occasion de faire ce travail (1) plus d'une fois. Aujourd'hui il ne vous serait d'aucune utilité. Je l'ai fait néanmoins tout à l'heure pour l'eau à laquelle nous avons ajouté un grain de sel. Si je n'avais pas su ce qu'il y avait dans l'eau, j'en aurais pris quelques gouttes, j'aurais peut-être employé auparavant deux ou trois autres de ces liqueurs que j'appelle réactifs; elles n'auraient rien produit.

Voici, par exemple, un petit grain d'un autre sel, un sel verdâtre, comme vous voyez, on l'appelle couperose verte dans le commerce; nous l'appellerons sulfate de fer. J'en mets un grain dans l'eau. La liqueur dont je me suis servi (azotate d'argent) n'y produira rien; mais en voici une autre (2) que j'essaie; elle produit une teinte bleue dans l'eau. Si j'employais cette autre (3), je produirais une teinte noire. Avant de vous expliquer ces faits, sur lesquels nous reviendrons souvent, j'ai besoin

(1) Voyez les notions d'analyse chimique à la fin du volume.

(2) Cyanoferrure de potassium, ou prussiate ferrugineux de potasse.

(3) Teinture de noix de galle. (Voyez le dictionnaire.)

de combattre dans votre esprit une idée très-fausse et qui arrèterait vos progrès.

Vous vous figurez que les corps composés sont un mélange confus d'éléments : il n'en est pas ainsi. Les corps composés résultent de l'union intime d'une molécule d'un élément avec une, deux ou trois molécules d'un autre élément, quelquefois de deux autres éléments. Ces premières molécules infiniment petites, qui s'unissent l'une à l'autre, s'appellent *atomes* en chimie.

Si vous comprenez bien ceci, vous comprendrez très-bien qu'un corps composé doit toujours renfermer la même proportion d'éléments. L'eau, par exemple, que vous connaissez déjà, est composée de deux gaz unis ou combinés ensemble, atome par atome; il y a deux atomes d'hydrogène contre un atome seulement d'oxygène. Ayez les deux éléments de l'eau et unissez-les en les brûlant; s'il y a plus d'oxygène, par exemple, qu'il n'en faut pour la formation de l'eau, le surplus restera libre. On conçoit, en effet, que la composition ayant lieu dans les dernières molécules des corps, molécules qui sont indivisibles, au moins par le fait, un atome ne se réunira pas avec un atome et un quart ou un atome et un tiers, mais bien avec un nombre toujours entier d'autres atomes (1).

Ces combinaisons élémentaires sont ordinairement très-simples; ainsi jusqu'à présent on ne trouve dans la nature l'hydrogène combiné avec l'oxygène que dans

(1) La théorie atomistique, adoptée aujourd'hui par la plupart des chimistes, a été introduite pour simplifier les faits et faciliter l'étude. Elle n'a pas la prétention d'expliquer la marche réelle de la nature, mais elle tient compte des faits acquis à la science et les coordonne entre eux. (Voyez le dictionnaire au mot *Atome.*)

la proportion nécessaire pour former de l'eau ; ce n'est que par des moyens très-détournés qu'un de nos plus habiles chimistes, M. Thénard, est parvenu à créer une nouvelle combinaison d'oxygène et d'hydrogène. Cette eau, qu'il appelle oxygénée, est sans odeur et sans couleur ; elle ne retient que faiblement l'oxygène ; elle attaque la peau, la blanchit en causant des picotements assez forts ; il y aurait du danger à la faire bouillir, même en petite quantité. Elle pèse plus que l'eau ; elle décolore les végétaux ; on s'en sert pour nettoyer des gravures. Mais elle est tellement difficile et dangereuse à manier et elle se détériore si facilement, qu'on n'en fait guère d'usage.

— L'oxygène et l'azote se combinent-ils ainsi en plusieurs proportions différentes des proportions qui forment l'air ?

— L'air n'est pas une combinaison d'oxygène et d'azote, c'est un simple mélange.

— Quelle différence y a-t-il entre une combinaison et un mélange ?

— Cette différence n'est pas toujours très-sensible au premier abord. Cependant nous pouvons dire, en général, que, dans un mélange, des particules plus ou moins grosses de deux corps sont simplement à côté l'une de l'autre, tandis que, lorsqu'il y a combinaison, ce sont les atomes élémentaires qui s'unissent intimement. La différence entre la combinaison et le mélange devient sensible, principalement en ce que les corps mélangés conservent leurs propriétés, qui deviennent seulement plus ou moins confuses, tandis que les corps combinés changent complétement les leurs.

L'air n'a pas des propriétés différentes de l'oxygène ; seulement ses propriétés sont tempérées par la présence

de l'azote, à peu près comme les propriétés du vin sont tempérées quand on y mêle de l'eau.

— Je vois bien qu'il n'en est pas de même de l'eau. Ce doit être une vraie combinaison; car il n'y a pas de rapport entre les éléments et le composé.

— Poursuivons : parmi tous les éléments, il n'y en a pas qui soit plus fécond en combinaisons que l'oxygène. Cet élément montre une affinité extrême pour tous les corps; il se combine facilement avec eux, et dans la combinaison il y a toujours lieu à un dégagement de chaleur, dont plus tard nous étudierons la cause. Lorsque le dégagement de chaleur est assez grand, il y a production de lumière. La lumière n'est peut-être pas autre chose que la chaleur poussée à un certain degré; du moins est-il certain qu'un corps chauffé à 600 degrés devient lumineux. Les corps qui s'unissent le plus vivement à l'oxygène s'appellent *combustibles;* ainsi, voici du charbon qui brûle, c'est un combustible qui s'unit avec l'oxygène.

— Et une chandelle qui brûle, est-ce aussi une combinaison avec l'oxygène?

— Également. La chaleur fait fondre le suif, qui se décompose en plusieurs gaz; comme nous verrons plus tard, ces gaz se combinent avec l'oxygène de l'air.

On n'appelle pas combustion l'union *lente* de l'oxygène avec un autre corps. C'est néanmoins le même effet qui se produit, avec cette différence que la chaleur produite est d'autant moins sensible que la combinaison est plus lente. Le fer qui se rouille, le cuivre qui se couvre de vert-de-gris, vous offrent des exemples d'une union lente de l'oxygène avec les métaux.

— Il y a loin de là à la combustion.

— La différence n'est pas aussi grande que la rou-

tine vous le fait croire. En effet, répétons la belle expérience d'un de nos entretiens précédents. J'ai ici un flacon d'oxygène (1) qui agira plus puissamment que l'air; nous allons comparer. Je prends un ressort de montre en acier, et un petit cône de charbon, dont je fais rougir un peu l'extrémité. Vous voyez que l'acier brûle à mesure qu'il se fond. Le mot *brûler* ne vous paraît pas ridicule ici, parce que vous avez sous les yeux l'effet rapide de l'oxygène. Examinez le flacon quand il sera froid, vous le trouverez rempli de rouille qui provient de l'oxygène et du fer, puisqu'il n'y a pas autre chose dans le flacon.

— C'est très-vrai. Mais il faut s'accoutumer à cette idée, et c'est difficile.

— Les chimistes n'appellent pas corps brûlés les corps unis à l'oxygène, ils les appellent corps oxygénés. C'est la même signification, et l'expression a l'avantage de rappeler le fait et les éléments qui l'ont opéré.

— J'aime mieux cela.

— Maintenant, il faut des noms à tous ces corps oxygénés. La chimie serait une science impossible à connaître si chaque corps avait un nom indépendant; il faudrait pour l'apprendre une mémoire prodigieuse, et un travail de tous les jours pour la retenir. On a trouvé moyen de donner un nom à tous ces corps avec un petit nombre de mots : ainsi, tous les corps oxygénés se

(1) Si l'on veut conserver un flacon ou une bouteille de gaz, comme les bouchons ferment rarement très-bien une bouteille, il faut prendre les précautions suivantes :

1° On laissera dans le flacon un peu d'eau lorsqu'on recueillera le gaz.

2° On tiendra le flacon renversé jusqu'à ce qu'on ait besoin de s'en servir. Le bouchon sera ainsi entouré d'eau, et le gaz ne le pénètrera pas.

3° Il sera toujours prudent de faire baigner le goulot dans un verre d'eau.

nomment oxydes ou acides. Il n'y a qu'un petit nombre de corps d'un usage si commun, qu'on les appelle plus souvent par leur nom vulgaire que par leur nom scientifique. L'eau est de ce nombre.

— Il faudrait donc appeler l'eau *oxyde d'hydrogène?*

— Ce nom a l'avantage de vous indiquer la nature et la composition de l'eau. S'il n'est pas d'un usage commun dans la pratique, cela tient à l'habitude que l'on a de prononcer l'autre.

— Il me semble qu'il ne distingue pas bien ce composé de cet autre qui a le double d'oxygène; vous savez?

— C'est très-juste, mais avec une petite syllabe on parviendra facilement à les distinguer. Ainsi l'eau, premier oxyde d'hydrogène, s'appellera *proto*xyde d'hydrogène; le deuxième oxyde s'appellera *deuto*xyde; le troisième oxyde, si l'on en découvre un, s'appellera *trito*xyde d'hydrogène. Le plus oxygéné des oxydes s'appelle aussi *per*oxyde. Vous savez que ces syllabes, tirées du grec, signifient premier, second, troisième oxyde de...

— Oui, je sais assez de grec pour cela. Mais pourrait-on dire également acide d'hydrogène, protacide d'hydrogène, deutacide?

— Bien, voilà déjà que vous forgez des noms. Les mots *oxyde* et *acide* ne s'emploient pas l'un pour l'autre. Ils ont été introduits, au contraire, pour partager en deux grandes classes les corps oxygénés.

Parmi ces corps, il y en a qui ont une saveur aigre plus ou moins prononcée; d'autres qui sont sans saveur, ou qui, au contraire, ont une saveur âcre et caustique (1). Les premiers s'appellent acides, les seconds

(1) Qui tient de la saveur de la chaux.

oxydes. Il y a des acides et des oxydes qu'on ne pourrait distinguer par le goût ; d'ailleurs il serait souvent dangereux d'essayer ; mais vous savez que nous avons la ressource des réactifs. En voici deux, tous deux de couleur bleue ; c'est le suc de deux plantes communes, le premier réactif se nomme *teinture de tournesol,* le second est du *sirop de violettes.*

Or examinons ce qui arrive. Voilà un acide que vous connaissez bien, c'est du vinaigre. Au goût vous trouvez sa saveur aigre, caractère distinctif des acides. Mettez-en quelques gouttes dans un verre, et voyons si notre réactif nous fera connaître sa présence.

— Oui; car à la première goutte de liqueur que vous mettez, le verre d'eau acide est tout rouge.

— Eh bien, la plupart des acides ont le même effet ; ils font rougir la teinture de tournesol.

La plupart des oxydes un peu énergiques ramènent cette couleur au bleu. Voici, par exemple, de la potasse dissoute dans l'eau...; vous voyez que la couleur revient au bleu. Je la ferai changer ainsi autant de fois que je voudrai, en ajoutant juste ce qu'il faut de l'un ou de l'autre liquide pour changer l'effet.

Le sirop de violettes a un effet tout contraire. C'est l'oxyde qui le fait changer de couleur, comme vous voyez.

— Bon, celui-là devient vert.

— C'est là l'effet des oxydes sur ce sirop, dont on se sert d'ailleurs beaucoup plus rarement que du tournesol. Le tournesol est d'un usage continuel ; toute trace d'acide rougit le papier non collé qu'on a coloré en bleu avec le tournesol. Il y a des corps oxygénés qui ne sont pas sensibles à ces réactifs, et qu'on a mis dans l'une des deux classes. On ne l'a pas fait au hasard ; mais on a été

déterminé par la manière d'agir de ces corps sur certains autres. Si je vous expliquais cela aujourd'hui, vous ne me comprendriez pas.

Je termine en vous indiquant une petite différence qui existe entre la dénomination donnée aux acides et celle qu'on donne aux oxydes. On ajoute au mot oxyde le nom de l'élément avec lequel l'oxygène est uni. Il n'en est pas de même pour les acides. On fait suivre le mot acide d'un adjectif tiré de l'élément; cet adjectif est terminé soit en *ique,* soit en *eux*. On dit acide sulfurique, acide sulfureux, pour désigner deux acides du soufre. L'acide en *eux* est l'acide qui renferme le moins d'oxygène.

— Voilà cette fois une véritable leçon.

— Elle est moins facile à retenir, j'en conviens; néanmoins il vous en restera quelque chose; je vous rappellerai dans l'occasion ce que vous pourriez oublier (1).

— Il y a des choses que je n'oublierai pas. Par exemple, je sais qu'il y a cinquante-cinq éléments, dont, Dieu merci, trente seulement sont importants... Je sais que les éléments se combinent toujours deux, trois ou quatre seulement à la fois.

— Est-ce là tout ce que vous savez?

— Non; mais je m'aperçois que vous ne m'avez pas dit comment s'arrangent les combinaisons de trois ou quatre éléments.

— Nous n'avons pas besoin de nous en occuper aujourd'hui; il ne faut pas surcharger votre mémoire.

— Je retiendrai bien que les plus nombreuses com-

(1) Voyez, toutes les fois qu'il sera question de nomenclature, le tableau qui suit cet entretien.

binaisons sont celles de l'oxygène avec un autre élément. On nomme alors le composé qui résulte de l'union des deux éléments acide ou oxyde : acide, s'il rougit la teinture de tournesol; oxyde, s'il verdit le sirop de violettes.

Je sais encore qu'on dit protoxyde, deutoxyde, tritoxyde, pour premier, second, troisième oxyde.

Je sais enfin qu'on dit acide... eux, ou acide... ique, pour premier et deuxième acide de quelque chose.

— C'est très-bien. Avec ces quelques notions bien claires sur les combinaisons des corps et la nomenclature chimique, nous pourrons continuer la prochaine fois le cours de nos expériences.

— Mais nous n'avons pas trop interrompu le cours de nos expériences, puisque nous en avons fait aujourd'hui de nouvelles.

— Cependant notre leçon d'aujourd'hui est l'une des plus ennuyeuses et des plus fatigantes. Pour les expériences, nous en ferons presque tous les jours quelques-unes; la chimie est tout entière une science d'expériences (1). »

RÈGLES PRINCIPALES DE NOMENCLATURE.

I. Les corps simples, ou qui se conduisent comme tels, reçoivent des noms univoques.

II. Les composés binaires sont oxygénés ou ne le sont pas.

(1) Nous engageons nos lecteurs à relire cet entretien et à le bien comprendre avant de passer outre. Ils éviteront ainsi la confusion qui existerait bien vite dans leur esprit, et par suite le dégoût.

Nous les engageons aussi à répéter les expériences que nous indiquons à dessein avec les détails nécessaires.

1° S'ils sont oxygénés, ils sont oxydes ou acides.

L'oxyde le moins oxygéné se nomme	PROTOXYDE DE......	Ex. Protoxyde de fer.
le 2e. . . .	DEUTOXYDE DE......	Ex. Deutoxyde de cuivre.
le 3e.	TRITOXYDE DE......	Ex. Tritoxyde de plomb.
le plus oxygéné.	PEROXYDE DE.......	Ex. Peroxyde de maganèse.
L'acide le moins oxygéné se nomme	ACIDE HYPO ...EUX.	Ex. Acide hypazóteux.
le 2e.	ACIDE ...EUX.	Ex. Acide sulfureux.
le 3e.	ACIDE HYPO ...IQUE.	Ex. Acide hypazotique.
le 4e.	ACIDE ...IQUE.	Ex. Acide carbonique.
le plus oxygéné.	ACIDE PER ...IQUE.	Ex. Acide perchlorique.

2° S'ils ne sont pas oxygénés.

L'un des deux prend la terminaison .... URE DE....
Ex. Carbure de soufre.

Exception. — Les composés binaires hydrogénés, s'ils sont acides, se nomment ACIDE ....HYDRIQUE. Ex. Acide chlorhydrique.

III. Les sels prennent le nom de l'acide et le nom de l'oxyde, ou par abréviation le nom du métal.

1° Ils ne changent pas le nom de l'oxyde.

2° Ils changent suivant l'acide :

Les mots : ACIDE .... IQUE pour la terminaison ... ATE.
Ainsi l'acide sulfurique forme des sulfates.
ACIDE .... EUX pour la terminaison ... ITE.
Ainsi l'acide chloreux forme des chlorites.
ACIDE HYPO .... IQUE pour la terminaison ... HYPO ... ATE.
Ainsi l'acide hyposulfurique forme des hyposulfates.

ENTRETIEN IV

Le *charbon* ou *carbone* fait partie de tous les végétaux et animaux. — Il se trouve aussi dans les entrailles de la terre. — *Plombagine* ou *mine de plomb.* — *Lignites*, parures de *jais.* — Détails sur le diamant. — La *houille* ou *charbon de terre.* — Coke. — *Charbon végétal.* — Carbonisation du bois dans les forêts. — Distillation du bois. — Noir de fumée. — Expériences sur les lampes. — Emploi du noir de fumée. — *Charbon animal.*

« Aujourd'hui, dit à Paul M. Desfourneaux en commençant la leçon, nous allons soulever un nouveau coin du voile qui nous dérobe les secrets de la nature.

Nous devrions, en continuant de suivre la division ancienne, étudier le feu; mais nous savons déjà que le feu, envisagé comme l'envisageaient les anciens, n'est pas un élément, mais bien un phénomène qui accompagne toujours l'union rapide de l'oxygène avec un autre corps.

— Oui, nous avons vu cela quand vous m'avez fait brûler de l'amadou, du charbon, de l'acier, dans l'oxygène.

— Pour ce qui concerne le feu, nous remplacerons donc l'histoire de cet ancien élément par l'étude du charbon, du phosphore et du soufre, qui sont trois corps excessivement combustibles.

Le plus commun et le plus utile en même temps de ces corps, c'est le charbon, auquel les chimistes donnent, quand ils le considèrent comme pur, le nom de *carbone;* il fait partie essentielle de tous les corps orga-

niques, végétaux ou animaux : vous pouvez vous en assurer en brûlant ces composés imparfaitement. L'action du feu échauffe le bois, et en sépare d'abord la vapeur d'eau; et même, lorsque le feu est convenablement ménagé et que le bois est vert, l'eau sort en partie, sans être vaporisée, par l'extrémité des bûches, en entraîne avec elle des corps étrangers sous forme de mousse.

— J'ai vu cela cent fois pour une.

— Lorsque l'eau est chassée du bois, celui-ci est plus vivement attaqué; la substance du bois commence à se décomposer en laissant échapper un certain nombre de corps, parmi lesquels je ne vous citerai que l'hydrogène, parce que vous le connaissez. Enfin le charbon, qui forme une grande partie du bois, reste à nu avec des substances étrangères qui se retrouvent, après la combustion, dans le foyer, sous le nom de cendres. Lorsque le charbon est bien dégagé d'eau et suffisamment échauffé, il s'unit rapidement à l'oxygène; on dit alors que le feu est ardent, qu'il brûle bien.

Le charbon se trouve encore dans les entrailles de la terre, et y forme des minéraux qui prennent différents noms, suivant leur degré de pureté et leurs caractères extérieurs.

La plombagine, que vous connaissez si bien, puisque c'est avec elle que l'on fait tous les crayons recouverts de bois, est une espèce de charbon de terre mêlé à quelques matières étrangères.

— On les appelle crayons à la mine de plomb, n'est-ce pas?

— Oui, mais ils ne renferment pas une parcelle de plomb. Seulement ce nom est consacré, parce que la plombagine laisse sur le papier une trace grasse de cou-

leur grise comme le plomb. Conté eut l'heureuse idée de réduire la plombagine en poudre et de la pétrir avec de l'argile ; il obtint ainsi des crayons moins cassants et qu'il put numéroter suivant leur dureté. Ce numérotage est fort commode pour les dessinateurs.

La plombagine, réduite en poudre fine et délayée avec de l'huile, préserve de la rouille le fer et la fonte ; pétrie avec de la graisse, on s'en sert pour enduire les essieux des voitures et adoucir les frottements dans les machines. Sous le nom de *plomb de mer,* on s'en sert pour vernir le plomb de chasse.

Enfin, récemment un Anglais vient de substituer la plombagine à l'huile avec laquelle on adoucissait les frottements des pièces d'horlogerie. L'huile s'épaississait avec le temps ; la plombagine, toujours extrêmement douce, n'est jamais pâteuse ; elle prend un éclat et un poli qui ne le cèdent qu'à l'éclat et au poli du diamant.

On connaît encore une autre espèce de charbon qui conserve souvent dans la terre la forme des végétaux dont il est formé ; on nomme, en général, cette espèce lignite. Les variétés susceptibles de prendre un beau poli portent dans le commerce le nom de jais ou jayet, dont on fait des parures d'un noir brillant, quoiqu'on s'en serve aujourd'hui beaucoup moins qu'autrefois. Lorsque vous serez assez instruit pour recueillir sans les perdre les produits de la combustion, vous verrez que le jais n'est qu'un véritable charbon.

Je vous étonnerai bien plus quand je vous dirai que le charbon et le diamant sont une même chose pour le chimiste.

— Comment! ces belles parures en diamant, qui coûtent si cher, ne seraient que du charbon? J'ai toujours

entendu dire que le diamant est le plus pur, le plus simple, le plus brillant et le plus précieux des minéraux.

— C'est vrai ; mais quelque étrange que paraisse cette assertion, il n'en est guère de mieux prouvée aujourd'hui, et nous sommes forcés malgré nous de ranger le diamant si pur et si brillant avec ce corps noir et sans éclat que nous brûlons tous les jours.

— Vous allez sans doute me prouver cela, car vous prouvez tout ?

— Mon ami, les expériences coûteraient fort cher s'il fallait employer de semblables matériaux ; je suis obligé, pour cette fois, de me borner à vous raconter ce qui a été dit et fait sur ce sujet.

Les chimistes croient généralement que la différence du diamant et du charbon vient de la différence d'arrangement symétrique entre les molécules de l'un et de l'autre corps. Je serais porté à croire que le charbon est une agrégation confuse de molécules, tandis que le diamant n'est peut-être que du charbon fondu qui s'est cristallisé en se vitrifiant, ainsi que d'autres corps qui présentent des changements de forme remarquables quoique bien moins bizarres. On n'est jamais parvenu à fondre le charbon. Si l'on avait pu réussir, il est possible qu'on eût pu reproduire de véritables diamants comme on a pu reproduire d'autres pierres précieuses avec une rare perfection. Nos foyers sont impuissants ; le fluide électrique n'a pu fondre que du charbon impur ; le charbon pur, le carbone des chimistes, est encore infusible pour eux.

Pline a prétendu, suivant l'opinion accréditée de son temps, que le diamant triomphait des efforts du feu, et qu'il n'était même pas échauffé par le feu le plus ardent.

C'est pour faire allusion à cette propriété, aussi bien qu'à sa dureté, qu'on lui avait donné, dit-on, le nom d'*adamas*, indomptable.

Boyle, qui confondait le diamant avec d'autres pierres précieuses d'une nature toute différente, prétendit que, soumis à l'action du feu, le diamant répandait des vapeurs âcres et abondantes ; il n'en était rien.

A Florence, en 1694 et 1695, on fit, par les ordres de Cosme III, grand-duc de Toscane, de nouvelles expériences. Un diamant placé au foyer d'un miroir ardent (1) disparut bientôt sans laisser de traces. Longtemps après, un autre grand-duc de Toscane, qui devint empereur et prit le nom de François Ier, brûla un diamant à l'aide de fourneaux ordinaires. Les expériences qu'il fit faire à Vienne furent répétées de toutes les manières possibles de 1766 à 1772. Le nom des chimistes les plus distingués se trouve attaché à ces expériences : vous verrez toujours les savants prononcer avec respect les noms de chimistes tels que d'Arcet père, Roux, Cadet, Lavoisier, qui tous reconnurent avec bien d'autres que le feu le plus violent ne pouvait rien sur le diamant à l'abri du contact de l'air, mais qu'il le faisait disparaître totalement lorsqu'on laissait à l'air un libre accès.

Un peu plus tard, Lavoisier s'assura que la combustion du diamant produisait de l'acide carbonique, comme la combustion du charbon. Si vous vous rappelez notre

(1) On appelle miroir ardent un système de verres qui réunissent en un même point, nommé foyer, le plus grand nombre possible de rayons solaires reçus à la surface des verres. Il n'y a pas d'écolier auquel on n'ait parlé des miroirs ardents d'Archimède qui brûlaient des flottes ; il n'y a guère d'enfants qui n'aient vu allumer au soleil, avec une loupe, de l'amadou ou bien un corps combustible.

nomenclature, vous pourrez me dire quelle est la composition de l'*acide carbonique*.

— Attendez. Ce nom annonce de l'oxygène qui n'est pas seulement mêlé, mais qui est combiné avec du charbon. Le composé doit rougir la couleur bleue du tournesol, ou du moins on l'a placé dans la classe de composés qui produisent cet effet.

— Très-bien. En étudiant l'acide carbonique, nous constaterons ses caractères. Revenons au diamant. S'il est prouvé, en recueillant les gaz de la combustion, que le diamant ne produit que de l'acide carbonique; s'il est prouvé qu'un poids égal de diamant et de charbon emploient juste la même quantité d'oxygène pour former ce composé, on ne pourra plus douter que le diamant ne soit la même chose que le charbon.

Il y a un fait très-remarquable: c'est que, longtemps avant qu'on songeât à analyser le diamant, le génie de Newton lui avait fait conjecturer que ce corps devait être extrêmement combustible. Nous verrons plus tard comment les propriétés du diamant par rapport à la lumière ont conduit Newton à émettre cette opinion si absurde en apparence lorsqu'il écrivait, et si bien constatée néanmoins par l'expérience.

— Est-ce avec du charbon qu'on fait des diamants faux?

— Les diamants faux ne sont que du verre plus ou moins parfait. Si l'on pouvait faire des diamants avec du charbon, ce seraient de véritables diamants. Un tel résultat est loin d'être impossible; mais les essais faits jusqu'ici n'ont pas réussi. On a fondu depuis quelques années, il est vrai, des corps réputés jusque-là infusibles; mais le charbon parfaitement pur a résisté à toutes les épreuves.

Le diamant a la transparence du verre le plus pur; on ne lui trouve ni odeur ni saveur; il est le plus souvent sans couleur; quelquefois il présente des teintes roses, jaunes, bleues, vertes ou brunes, plus ou moins belles. Il possède un éclat très-vif et qu'aucun autre corps ne présente à ce degré; cet éclat a quelque chose de gras ou d'onctueux à l'œil, et se rapproche plus ainsi de l'éclat métallique que de l'éclat vitreux. Il n'y a pas de corps transparent qui fasse éprouver à la lumière une réfraction si forte. Son caractère le plus saillant, c'est son excessive dureté; il raie tous les corps sans pouvoir être rayé par aucun. Pour le tailler, on est obligé de l'user petit à petit avec sa propre poussière (1).

— Les diamants sont très-chers, sans doute parce qu'ils sont très-difficiles et très-durs à tailler?

— Oui, sans doute, mais aussi parce qu'ils sont très-rares. On n'en trouve que dans deux pays fort éloignés l'un de l'autre, aux grandes Indes et au Brésil. Vous avez sans doute entendu parler des mines de Golconde, qui, dès 1622, occupaient trente mille ouvriers. Les diamants sont ordinairement enveloppés d'une couche terreuse qui les dérobe à la vue, et en rend la recherche difficile. Dans l'Inde, on commence par laver le sable qui est présumé contenir des diamants. La plus grande partie des matières terreuses se trouvant ainsi enlevée,

(1) C'est un jeune homme de Bruges, Louis de Berquem, qui découvrit par hasard le moyen de tailler le diamant, en remarquant que deux diamants, frottés fortement l'un contre l'autre, finissaient par s'user et par former une poussière fine qui se nomme *égrisée*. Depuis Berquem on taille le diamant au moyen d'une plate-forme horizontale en acier qu'on fait tourner rapidement. Cette plate-forme est couverte d'*égrisée* délayée dans l'huile. On appuie contre elle la partie du diamant que l'on veut tailler, jusqu'à ce qu'elle soit suffisamment usée.

le reste est répandu sur une aire bien battue, où des hommes nus font la recherche des diamants en plein soleil sous la surveillance d'inspecteurs. Au Brésil, le lavage et la recherche se font en même temps ; on fait tomber le sable le long d'un plancher incliné, dans lequel coule en même temps un filet d'eau qui enlève la plus grande partie du sable, et permet aux nègres laveurs de chercher plus facilement les diamants dans le gravier qui reste.

Le diamant, comme l'or, se pèse au carat, et non pas au poids ordinaire. Un carat répond à vingt centigrammes et demi (1). Le prix des diamants susceptibles d'être taillés est en raison du carré du poids.

Ainsi le prix du diamant de 1 carat étant de 48 fr.,
Le diamant de 2 carats vaut 2×2, c'est-à-dire 4 fois 48 fr.;
Le diamant de 3 carats vaut 3×3, c'est-à-dire 9 fois 48 fr.;
Le diamant de 4 carats vaut 4×4, c'est-à-dire 16 fois 48 fr.

Vous voyez quel prix énorme doivent atteindre des diamants d'une certaine grosseur. Encore ce prix est-il celui des diamants bruts.

On n'emploie que deux sortes de taille aujourd'hui pour les diamants : la taille en rose pour les diamants trop peu épais, et la taille en brillant. Celle-ci est beaucoup plus estimée, parce que le diamant étant taillé sur tous ses côtés suivant des facettes mieux disposées pour réfracter la lumière, il brille d'un plus grand éclat. Tandis qu'un diamant en rose de 1 carat coûte 80 francs

(1) Le carat est le poids ordinaire de la fève d'un arbre originaire d'Afrique. Cette fève sèche, nommée carat, étant toujours à très-peu de chose près d'un poids égal, a servi aux sauvages du pays à peser l'or. Transportés ensuite dans l'Inde, les carats ont servi dans le principe à peser les diamants.

et quelquefois 125 francs, un brillant coûte 240 francs et quelquefois 288 francs.

Il est assez rare qu'un diamant pèse plus d'un carat; on en trouve cependant encore de 12 à 20 carats. Au Brésil, le nègre laveur qui trouve un diamant de 17 carats et demi est mis en liberté solennellement. Le plus gros des diamants connus appartient au rajah de Matan, à Bornéo ; il pèse plus de 300 carats, qui valent 2 onces ou 64 grammes. Celui de l'empereur du Mogol, trouvé à Golconde en 1550, pèse 280 carats; il est gros comme la moitié d'un œuf de poule; il est taillé en rose, et il est déparé par un léger défaut. C'est pour cette raison qu'on ne l'estime que 12 millions de francs. Le diamant de l'empereur de Russie pèse 193 carats; il est de la grosseur d'un petit œuf de pigeon. Celui de l'empereur d'Autriche pèse 140 carats.

Le plus beau diamant qui existe, non pas à cause de sa grosseur, mais à cause de sa belle eau (1) et de sa forme heureuse, appartient à la France. Il pèse 137 carats, et se nomme *le Régent*, parce qu'il a été acheté à un Anglais par le duc d'Orléans, régent de France, pendant la minorité de Louis XV. Il est taillé en brillant; il a fallu pour la taille deux années de travail.

Tous ces diamants viennent des Indes. Le plus gros diamant qu'ait fourni le Brésil appartient à la couronne de Portugal. Il n'a jamais été taillé; on lui a conservé sa forme primitive (2) ; il pèse 95 carats.

Je vous ai parlé longuement du diamant, parce que le haut prix de ce bijou et sa rareté le font rechercher pour toutes les parures élégantes et riches, autant au

(1) On appelle *eau du diamant* sa transparence et sa limpidité.

(2) Il a la forme d'un octaèdre, c'est-à-dire qu'il a huit faces régulières.

moins que ses qualités chimiques. Occupons-nous maintenant du charbon de terre, produit bien autrement commun et bien autrement nécessaire à l'industrie.

Il n'y a pas d'exemple d'un produit comparable à la houille dans les annales de l'industrie. Des auteurs qui ont étudié son importance d'une manière spéciale ne craignent pas de dire que la houille est à l'industrie ce que l'air est aux poumons, ce que le pain est à l'homme. En effet, la houille est la base de toute industrie qui a besoin de la chaleur ou de la force, soit directement, soit indirectement.

— Y a-t-il beaucoup d'industries qui soient dans ce cas ?

— Il n'y en a pas une qui ne s'y rattache ; et pour ne vous en citer qu'un exemple, quelle est l'industrie qui n'emploie pas le fer? Eh bien ! la houille est nécessaire soit pour extraire le fer des entrailles de la terre, soit pour le travailler et en faire des instruments propres à chaque chose. Et la navigation à vapeur? et les chemins de fer? et la majeure partie des filatures et des fabriques de toute sorte? D'où ces industries tirent-elles leur force, si ce n'est du charbon, qui vaporise rapidement et à peu de frais une grande quantité d'eau? C'est encore la houille qui nous procure le plus souvent le gaz d'éclairage. En un mot, elle remplace avec économie le bois et l'huile dans beaucoup de leurs emplois.

— Ce doit être, par conséquent, une grande source de richesses pour les pays qui possèdent de la houille ; tout doit s'y faire à meilleur marché qu'ailleurs.

— Sans doute. Ainsi l'Angleterre, qui a plus de houilles que la France, nous livre plusieurs de ses produits à des conditions que nous ne pouvons atteindre en France. Voici comment les divers pays doivent être

classés relativement à la production de la houille. D'abord l'Angleterre, puis la Belgique et les États-Unis d'Amérique; ensuite la France, après laquelle viennent l'Allemagne, la Prusse, l'Autriche et la Chine. Les autres pays, le Portugal, l'Espagne, l'Italie, la Suède, en possèdent très-peu. Partout où la houille existe, elle se trouve en masses assez considérables. Elle n'affecte aucune forme particulière; sa couleur est le plus souvent d'un noir brillant ou d'un noir de velours. En général, les morceaux de houille sont fragiles; mais, quoique tendres, ils ne se laissent jamais rayer par l'ongle.

— D'où vient le charbon de terre? Est-ce de la terre brûlée, comme son nom le ferait croire?

— Non; la houille n'a rien de commun avec la terre, si ce n'est la place qu'elle occupe. La plupart des géologues supposent que la houille provient des masses de matières végétales et animales, enfouies et confondues sous les eaux à l'époque du déluge, et que les mêmes eaux, en se retirant, ont recouvertes de couches plus ou moins épaisses de terre. Toutes les mines de houille se trouvent dans les terrains secondaires, c'est-à-dire entre le noyau de la terre et les couches superficielles.

La houille brûle assez facilement; elle laisse échapper une fumée noire et une odeur particulière due au bitume qu'elle renferme toujours. Lorsque le bitume a disparu, il reste un charbon plus léger brûlant sans fumée, sans odeur et sans flamme. Ce charbon se nomme *coke;* il laisse pour résidu de sa combustion une cendre très-abondante mêlée de scories, ou matières vitreuses et dures que vous retrouvez devant la boutique de tous les forgerons, et qu'ils appellent *mâchefer*.

Les variétés de houille ne brûlent pas toutes de la

même manière ; chacune, à cause de cela, a sa destination particulière. Les *houilles grasses,* contenant plus de bitume, s'allument plus facilement, mais elles se boursoufflent, se fondent en pâte en brûlant, et engorgeraient les grilles des fourneaux de chaudières à vapeur. Ces houilles sont excellentes pour le travail de la forge ; elles fournissent plus de gaz que les autres pour l'éclairage, et donnent, quand on les fait servir à cet usage, un plus gros volume de *coke,* que l'on vend pour le chauffage des appartements. Les *houilles maigres* s'allument plus difficilement que les précédentes ; elles ne s'agglutinent pas, et sont, par cela même, plus commodes à brûler dans les fourneaux à cuire la brique, la chaux, le plâtre, etc. Enfin, on donne le nom de *houille compacte* à une variété beaucoup plus rare qui fournit beaucoup de gaz à la distillation, et qui n'est guère employée que dans les fabriques de gaz. Elle est très-recherchée pour le chauffage des maisons particulières, parce qu'elle laisse peu de cendres.

La houille de bonne qualité produit deux fois autant de chaleur que le bois bien sec, et cette chaleur se développe d'une manière bien plus égale. En général, il y a économie à brûler la houille dans les localités où l'on peut facilement s'en procurer, lorsque le bois se soutient à un prix élevé. Le coke surtout, qui, sous le même poids, donne la chaleur la plus élevée, est employé fréquemment au chauffage domestique, principalement parce qu'il brûle sans odeur et sans fumée.

Je vois que vous avez hâte d'en finir avec le charbon de terre, car vous ne m'interrompez pas. Je termine sans vous parler de l'anthracite, espèce de houille plus compacte et plus pierreuse que les autres. Elle chauffe beaucoup, mais est très-difficile à allumer, et ne brûle

qu'en grandes masses. Lorsque nous aurons fini l'étude du charbon, nous ferons du gaz d'éclairage avec de la houille. Mais auparavant il faut que je vous fasse connaître le charbon végétal et le charbon animal, car le charbon existe dans les trois règnes.

Les substances végétales sont formées d'oxygène, d'hydrogène et de carbone.

Les substances animales sont formées des mêmes éléments et d'une certaine quantité d'azote. Quelques substances végétales renferment aussi de l'azote.

— Comment! toutes les plantes se ressemblent par la composition?

— Non pas par la composition, mais par les éléments qui les constituent. Je ne m'arrête pas en ce moment à vous le prouver : c'est la chimie organique qui s'occupe de ce soin, et nous ne pouvons pas tout faire à la fois; contentons-nous aujourd'hui d'énoncer le fait. Eh bien, les trois ou quatre éléments qui forment les composés organiques ne sont jamais combinés d'une manière assez énergique pour que ceux d'entre ces corps qui sont gazeux ne puissent se dégager et laisser libre le charbon, qui reste fixe. La chaleur est le meilleur moyen connu pour arriver à ce résultat. Vous savez que la chaleur volatilise facilement les corps susceptibles d'être volatilisés. C'est ainsi que le charbon se trouve mis à nu.

— Un corps qui aurait beaucoup d'affinité pour un de ces éléments devrait aussi se l'approprier et laisser le charbon.

— C'est, en effet, ce qui arrive. Voici de l'acide sulfurique que j'ai conservé bien bouché; il est limpide, un peu jaunâtre, il est vrai, mais presque sans couleur. En voici d'autre pour lequel je n'ai pas eu le même

soin; il a passé presque au noir. C'est du charbon qui se trouve en suspension dans le flacon. L'acide sulfurique, en recueillant dans l'air la vapeur d'eau, dont il est très-avide, recueille en même temps toute la poussière qu'elle entraîne. Cette poussière, souvent formée de particules végétales, se décompose. L'oxygène et l'hydrogène du végétal forment de l'eau absorbée par l'acide, et le charbon, troisième élément du végétal, reste à nu.

Voici la réaction qui s'opère :

Végétal	charbon qui reste à nu.		
	oxygène	qui forment de l'eau.	acide aqueux ou hydraté.
	hydrogène		
Acide sulfurique			

— L'acide sulfurique agit-il toujours ainsi?

— Non, il faut qu'il ait plus d'énergie que la force qui réunit les éléments auxquels il s'associe ; il faut de plus qu'il ait plus d'affinité pour l'eau que pour un autre corps en présence duquel il peut se trouver. Nous en avons déjà rencontré un exemple dans la lampe philosophique. L'acide sulfurique avait été mis en contact avec de l'eau et avec du zinc ou de la limaille de fer. Or l'expérience nous apprend que l'acide sulfurique a plus d'affinité pour certains oxydes métalliques que pour l'eau. Qu'arrive-t-il alors? Le métal s'oxyde avec l'oxygène de l'eau ; l'acide s'empare de ce nouvel oxyde, et l'hydrogène de l'eau reste en liberté. Comparez cette réaction avec celle que nous venons de voir.

Eau ou oxyde d'hydrog.	hydrogène qui reste libre.		
	oxygène	oxyde de fer.	sulfate de fer.
Fer			
Acide sulfurique			

Dans ce cas, l'affinité de l'acide pour l'oxyde métallique détermine la formation de cet oxyde aux dépens de l'eau; l'hydrogène reste libre. Dans l'autre cas, l'affinité de l'acide pour l'eau détermine la formation de cette eau; c'est le charbon qui reste libre. Ces deux effets se produisent sous vos yeux; vous connaissez le premier : pour connaître le second, il vous suffit de tremper un morceau de bois dans l'acide sulfurique.

— Il noircit presque aussitôt. Le bois se charbonne.

— Vous voyez que l'effet est prompt et décisif. Revenons au charbon végétal pur.

Vous connaissez le moyen qu'emploient les charbonniers, dans les forêts, pour faire le charbon.

— J'en ai vu souvent dans les bois; mais je ne me suis guère arrêté à examiner comment ils s'y prenaient.

— Il ont une difficulté à vaincre. Il faut qu'ils chauffent assez le bois pour brûler ou vaporiser tout ce qui peut être volatil, mais il faut qu'ils n'entament pas le charbon; aussi ils s'y prennent avec la plus grande précaution. Ils rangent d'abord leur bois en cône. Le milieu du cône est percé du haut en bas d'une espèce de cheminée qui vient, par une galerie à ras de terre, aboutir à la circonférence : c'est à ce point qu'on mettra le feu. Mais avant d'en venir là, le charbonnier recouvre le cône de feuilles sèches ou de plaques de gazon retourné, s'il peut s'en procurer sans frais; il applique sur cette couche de la terre bien battue, et l'opération est préparée. Il met le feu à l'entrée du conduit de la cheminée, la masse s'embrase : l'air arrive par le bas, et sort par le haut, parce que l'air échauffé est plus léger que l'air ordinaire.

— Sans doute; la chaleur sépare et isole les molécules.

— Vous savez que la combustion consiste dans la combinaison de l'oxygène de l'air avec les corps combustibles. Eh bien, tout le talent des charbonniers consiste à ne laisser arriver l'air que juste autant qu'il faut pour brûler les corps étrangers et laisser le charbon. S'il se manifeste un trou pendant la combustion, ils le bouchent; s'ils le jugent convenable, ils font au bas du cône une seconde ou une troisième ouverture, pour laisser plus d'accès à l'air. Quand ils jugent que la masse entière est embrasée, ils bouchent les ouvertures, surtout celle qui est à la pointe du cône et qui forme cheminée. Comme il n'y a pas de courant d'air, la masse s'éteint sensiblement et refroidit; le charbon est fait. Trois cents ans avant Jésus-Christ, on s'y prenait déjà de cette manière pour faire du charbon.

Le bois sec se compose ainsi, d'après les meilleures analyses : sur 100 kilogr.,

Carbone ou charbon pur :	38 $\frac{1}{2}$
Eau en combinaison . . .	35 $\frac{1}{2}$
Eau libre.	25
Cendre.	1

Ainsi, sur 100 kilogrammes, ou en général sur cent parties en poids, comme disent les chimistes, il y en a quarante de charbon, y compris la cendre. Eh bien, nos charbonniers n'obtiennent, par ce procédé, que 13 pour 100 de charbon; il y a donc une perte énorme. On a cherché d'autres procédés pour extraire le charbon du bois depuis vingt-cinq ans; on n'a jamais pu, par les procédés en grand, obtenir plus de 27 à 28 pour 100 de charbon. Dans les forêts éloignées des villes, et surtout lorsque les routes sont mauvaises, la carbonisation du bois devient importante, puisque, sur

100 parties, on se débarrasse de 25 parties d'eau libre qui ne sert à rien. Il est vrai qu'on perd 35 parties d'eau combinée, qui peut se décomposer en gaz combustibles; mais la plus forte partie de ces gaz combustibles sont employés à vaporiser l'eau, ou se perdent en fumée. D'où il résulte qu'en carbonisant le bois dans les forêts, on en obtient toute la partie utile sous un poids plus petit, et conséquemment plus facile à transporter.

Le plus parfait de tous les procédés pour obtenir le charbon, c'est l'art de distiller (1) le bois. C'est à l'ingénieur Lebon que l'on doit l'idée première de la distillation du bois; son procédé a été perfectionné depuis; il est en usage dans un assez grand nombre d'usines. On enferme le bois dans des boîtes en fer bien closes, et l'on chauffe ces boîtes avec d'autres bois ou du charbon. Les parties volatiles se dégagent à l'aide de la chaleur par un tuyau ménagé à la partie supérieure des boîtes; ces premiers produits vont se refroidir dans des réservoirs nommés réfrigérents. Ils sont composés en grande partie de goudron et de vinaigre.

— Du vinaigre dans le bois!

— Le vinaigre se vend, le goudron se vend aussi, et les fabricants qui emploient ce mode de carbonisation du bois retrouvent une partie de leurs frais dans la vente de ces produits.

Il y a une sorte de charbon végétal employé spécialement par les imprimeurs et les peintres; on l'appelle noir de fumée. On l'obtient en brûlant parfaitement des substances résineuses ou grasses qui contiennent une grande quantité de charbon combiné à l'hydrogène, etc.

(1) Distiller, c'est séparer par le chauffage en vases clos les parties volatiles des corps, afin de les recueillir à part.

Voyez : voici que j'allume une lampe. Si j'intercepte le courant d'air elle s'éteindra; c'est l'air qui la fait vivre, c'est-à-dire que la combustion est ici, comme presque toujours, le résultat de la combinaison de l'oxygène avec l'huile : je devrais dire plus exactement la combinaison de l'oxygène avec les éléments de l'huile; car l'huile se décompose à une chaleur peu élevée. L'oxygène s'unit avec l'hydrogène et le charbon de l'huile pour former...

— Attendez..., laissez-moi trouver... : l'oxygène s'unit avec l'hydrogène... ; c'est de l'eau, oxyde d'hydrogène. Ensuite l'oxygène s'unit avec le charbon... N'est-ce pas là ce que vous appelez acide carbonique?

— Précisément. Vous voyez qu'il est facile d'appliquer à chaque composé son nom, quand on connaît les principes.

Comme il n'y a guère que cela dans l'huile, la combustion doit donner pour résidu de la vapeur d'eau et d'acide carbonique ; ces corps gazeux tendent à s'élever comme plus légers. En même temps l'air froid environnant prend leur place par-dessous, et il s'établit ainsi un courant régulier.

— Ainsi, de nouvel air fournit toujours de nouvel oxygène. Mais il se forme autre chose que de l'eau et de l'acide carbonique; ou bien l'acide carbonique ne serait pas un gaz, comme je me l'imaginais. Il s'élève souvent des lampes une fumée noire...; et tenez, je lève un peu la mèche, la voilà qui fume.

— Eh bien, tâchez, avec ce que vous savez, de vous rendre compte de ce fait. Qu'est-ce que vous faites en élevant la mèche ?

— Je fournis plus d'huile.

— Fournissez-vous plus d'oxygène ou plus d'air pour combiner les principes de l'huile?

— Ah! je comprends: il n'arrive plus sur la mèche assez d'air pour brûler tout.

— C'est cela, et le charbon, qui n'a plus assez d'oxygène à son service, reste charbon.

Seulement il reste charbon très-fin, très-divisé, parce qu'il est quasi volatilisé, en se trouvant libre de sa combinaison avec de l'hydrogène. Cette ténuité, qu'on n'obtiendrait pas en broyant le charbon de bois, rend celui qu'on obtient ainsi très-précieux pour les peintres, qui en font leurs couleurs foncées, et pour les imprimeurs, qui en font de l'encre. Mais vous ne m'écoutez plus; vous jouez avec la lampe.

— C'est que je fais une réflexion : voilà la mèche remise à sa hauteur. Si, au lieu d'élever la mèche, j'empêchais un peu l'air d'arriver, ce devrait être le même résultat.

— En effet, vous le voyez. C'est une nouvelle preuve sensible que les corps se combinent en proportions définies, atome par atome, et non pas arbitrairement, et, pour ainsi dire, à la bonne venue.

— C'est ce que nous avons vu quand vous m'avez parlé de la composition des corps.

— Puisque vous avez si bonne mémoire, je continue. Le noir de fumée ne se tire pas de l'huile; ce n'est pas la substance qui en fournirait le plus; d'ailleurs elle ne le fournirait pas à bon compte Voici un liquide qui serait dans le même cas : c'est l'essence de térébenthine. Je mets un peu de cette essence dans une soucoupe, et je l'enflamme. Voyez quelle fumée épaisse. Si je ne l'avais pas mise dans la cheminée, l'odeur en serait insupportable.

— Cette fumée est donc aussi composée de charbon qui n'a pas assez d'oxygène à sa disposition?

— Précisément. Vous connaissez maintenant le principe qui sert à la fabrication du noir de fumée. Autrefois on fabriquait le noir de fumée avec la résine commune de pin; aujourd'hui on se sert avec avantage de résidus d'huile, de graisse, de goudrons végétaux, de bitumes, etc. On fait passer dans plusieurs chambres en briques ou dans de grands sacs la fumée qui s'exhale de ces matières; cette fumée se dépose en se refroidissant dans les chambres ou les sacs par lesquels elle passe. On n'a que la peine de recueillir ce dépôt pour le livrer au commerce.

Le noir de fumée est moins pur que le charbon ordinaire; il ne renferme guère que quatre-vingts pour cent de carbone; ce qui fait son principal mérite, c'est l'état de division où il se trouve. A l'analyse, on y trouverait encore vingt parties huileuses, résineuses ou salines. Pour faire l'encre lithographique, on est obligé de purifier ce noir avant de l'employer. Les crayons noirs à dessin se font avec du noir de fumée très-fin mêlé et pétri avec de l'argile extrêmement bien broyée. Ces crayons sont numérotés suivant la dureté, mais en sens inverse des crayons de plombagine.

Le charbon animal, noir animal, charbon d'os ou noir d'ivoire, est le résidu de la calcination des matières animales, et surtout des parties dures; il se calcine comme lorsque l'on distille le charbon de bois pour en extraire du vinaigre. Le charbon ainsi fait contient une énorme quantité de matières étrangères qui se trouvent dans les os employés.

— Alors ce charbon-là ne vaut rien?

— Lorsqu'on a besoin de charbon pur, c'est vrai;

mais lorsqu'on a besoin de charbon qui présente une grande surface aux corps qui doivent le pénétrer, il est meilleur que tous les autres. Broyé à sec, il sert à clarifier les sucres; broyé à l'eau, il sert à la fabrication du cirage : cette industrie en consomme une énorme quantité. Lorsqu'on veut le faire servir à la peinture, il faut le broyer plusieurs fois, suivant la ténuité que l'on veut obtenir.

Voici une longue histoire du charbon sous toutes les formes; demain nous continuerons cette même leçon en parlant des propriétés du charbon et de ses composés. »

ENTRETIEN V

Propriétés du charbon. — Emploi du charbon pour désinfecter et pour décolorer les liquides. — Emploi du charbon pour obtenir de la chaleur. — Nuances diverses des corps rouges de feu. — De la flamme. — Pouvoir refroidissant des toiles métalliques. — Examen détaillé de l'action chimique exercée sur une chandelle qui brûle. — Faire fondre une balle de plomb dans un morceau de papier sur la flamme d'une chandelle. — Lampe de sûreté des mineurs. — Corps incombustibles. — Diverses sources de chaleur. — Point d'ébullition de plusieurs liquides. — Enflammer un liquide froid en le mêlant avec un autre liquide également froid. — Chaleur produite par le frottement, par le briquet, par la loupe. — Volcan artificiel.

« L'une des propriétés les plus curieuses du charbon, continua M. Desfourneaux, est celle d'absorber les gaz beaucoup plus que ne le font les autres corps poreux (1).

J'ai préparé ici un gaz que je vous ferai connaître dans la suite sous le nom de gaz ammoniac ; l'alcali volatil du commerce n'est que de l'eau saturée de ce gaz. Je le conserve sous une cloche sur le mercure, parce que ce gaz est très-soluble dans l'eau. Je prends un charbon rouge, qui s'éteint dans le mercure comme dans l'eau ; je le fais passer sous la cloche : le gaz diminue ; le charbon est donc pour un gaz ce qu'une éponge est pour l'eau. Lorsque l'on achète le charbon au poids, il

(1) On appelle pores les intervalles qui se trouvent entre les molécules des corps. Tous les corps sont poreux ; mais on appelle spécialement ainsi les corps qui le sont le plus. Les éponges, la pierre-ponce sont des corps excessivement poreux.

faut bien se défier de cette disposition, et l'acheter toujours bien sec; car on serait dupe, puisque le charbon absorbe jusqu'à quatre-vingt-dix fois son volume de gaz; puisque du charbon nouvellement fait augmente en poids pendant la première semaine d'environ quinze pour cent. Lors même que l'on prend à la mesure le charbon dont on se sert, il faut se souvenir que ce corps retenant une grande quantité de vapeur d'eau, le premier effet de la chaleur qu'il produira sera l'expulsion de la vapeur d'eau; or l'effet utile du charbon sera diminué d'autant.

— Il doit en être de même du bois.

— Sans doute, le bois sec donne bien plus de chaleur utile que le bois vert; néanmoins, lorsqu'on veut modérer la chaleur d'un appartement, on mêle souvent le vert et le sec pour faire durer le feu plus longtemps.

— Alors c'est qu'on aime mieux employer à faire sécher du bois vert la quantité de chaleur qu'on perdrait encore plus désavantageusement si le bois allait trop vite et chauffait trop à la fois.

— C'est cela. Quoi qu'il en soit, l'absorption des gaz par le charbon a fait découvrir dans ce corps une propriété qui, malheureusement, n'est pas assez connue. Le charbon désinfecte parfaitement les matières organiques en putréfaction, ainsi que vous allez le voir. Je broie du charbon, après l'avoir fait rougir pour lui faire rendre les gaz qu'il pourrait avoir déjà absorbés. Maintenant sentez ce morceau de bœuf...

— Il est infect.

— Et ce poisson...

— Pouah! encore pis.

— Eh bien, je mets tout cela dans de l'eau bouillante avec mon charbon concassé; dans trois minutes

le morceau de bœuf et le poisson n'auront plus aucune odeur.

Lorsqu'on veut conserver des aliments pendant l'été, le meilleur garde-manger ne les empêche pas toujours de se corrompre; enveloppez-les de charbon pilé, vous les conserverez longtemps. Avez-vous du bouillon déjà aigri, faites-le bouillir une à deux minutes avec un charbon, il sera aussitôt purifié. C'est cette qualité du charbon qui le fait employer par les médecins dans le traitement de certaines plaies, et qui en fait recommander l'emploi pour nettoyer la bouche. Les meilleures poudres pour les dents ont le charbon pour base.

Un chimiste français, M. Salmon, n'a pas cru se dégrader en s'occupant à appliquer cette propriété du charbon à une industrie dont le titre seul répugne à notre susceptibilité. A l'aide de son procédé, le curage des fosses d'aisance n'offrira plus les inconvénients et les difficultés qu'on lui trouvait autrefois. C'est la boue, la vase qu'il tire du lit des rivières que M. Salmon fait servir à la désinfection des fosses (1). La calcination dans des cylindres ou boîtes de fonte convertit les débris végétaux en charbon, qui reste très-divisé à cause de son mélange intime avec l'argile et le sable. On fait de tout cela une poudre fine qu'on mêle par moitié avec les substances fétides; dès que le mélange est opéré, toute odeur disparaît complétement. L'Académie ayant nommé, pour vérifier l'épreuve de ce procédé, un savant très-distingué, M. d'Arcet, que nous aurons occasion de citer plus d'une fois, celui-ci, après avoir assisté au curage d'une fosse (car rien ne répugne au chimiste quand il s'agit de propager une idée qui doit être un

(1) Le vieux terreau, la sciure de bois mêlée de terre, le tan et tous les débris de végétaux peuvent servir au même usage.

bienfait pour le pays), celui-ci, dis-je, prit avec lui un échantillon de la matière désinfectée; il le fit circuler le soir dans son salon au milieu d'une nombreuse compagnie, comme je ne sais quel minerai; puis ayant discuté longuement sur le mérite de l'invention Salmon, il finit par convaincre tous les incrédules en leur avouant que le prétendu minerai, qu'il avait osé faire circuler dans un compotier de porcelaine en aussi bonne compagnie, n'était pas digne à coup sûr d'un tel honneur, mais que, tout indigne qu'il en était, il n'en prouvait pas moins le mérite de l'invention.

Le procédé de M. Salmon aura les meilleurs résultats; car, outre qu'il assainira le travail le plus insalubre et le plus dégoûtant du monde, il permettra d'utiliser ces matières, qui sont pour l'agriculture un excellent engrais (1).

Le charbon décolore comme il désinfecte; mais il faut ajouter que, pour cet usage, le charbon animal, moins riche en carbone, est le meilleur. Toutes les matières colorantes organiques laissent leur couleur entre les pores du charbon. Voici du vin que j'agite un instant avec du charbon et que je filtre; il va devenir clair et limpide comme l'eau.

— Comment le charbon agit-il pour décomposer la couleur?

— Le charbon ne décompose pas la matière colorante; il la retient entre ses pores. En voici la preuve; je lave le charbon sur lequel je viens de filtrer ce vin,

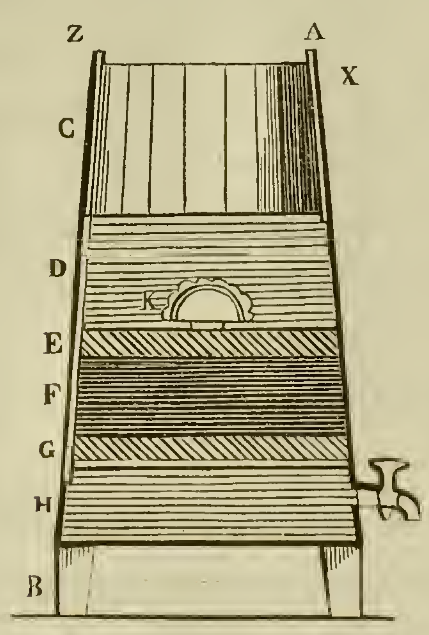
(1) Voyez *Annales d'hygiène et de médecine légale*, nº d'octobre 1835, et *Journal de chimie médicale*, décembre 1836. Le procédé Salmon est employé depuis 1826. On ne saurait comprendre l'insouciance et la routine qui font encore, en beaucoup d'endroits, conserver les anciens procédés, malgré tous leurs inconvénients.

que voilà tout à fait incolore ; il ne cèdera rien à l'eau : mais que j'ajoute à cette eau une très-petite quantité de potasse, et que je fasse bouillir, vous allez voir le charbon restituer la matière colorante qu'il a prise au vin.

Les filtres de charbon ne sauraient être trop recommandés aux personnes qui n'ont à leur disposition que des eaux de mauvaise qualité. Chacun peut se faire si facilement une fontaine filtrante, qu'il n'est pas raisonnable de compromettre sa santé par une négligence coupable.

Pour ne pas avoir à démonter le filtre que vous voyez dans ce coin, voici une figure qui vous en indiquera les principales dispositions.

Cette figure représente l'appareil coupé du haut en bas par le milieu.



A B vase en bois, en tôle, etc. On peut le remplacer par une vieille futaille, qu'on divise intérieurement en compartiments.

Le compartiment C D forme presque la moitié de l'appareil. L'eau impure en occupe une partie plus ou moins grande D ; il est fermé par un fond en bois, ayant au centre K une espèce de pomme d'arrosoir percée de trous et couverte d'une éponge.

Le compartiment F est formé d'une couche épaisse de charbon entre deux couches de sable E et G.

Au-dessus de G autre fond en bois percé de trous à travers lesquels l'eau s'écoule.

Le long des parois du vase il y a deux tubes à air qui montent à la partie supérieure X et Z. Le premier doit descendre jusqu'à la première couche de sable, et le second jusqu'au dernier compartiment H, qui renferme l'eau filtrée. Ces deux tubes sont nécessaires pour faire communiquer toutes les parties de l'appareil avec l'air extérieur.

Comme le charbon enlève à l'eau les gaz qu'elle retient, l'air n'est pas épargné; mais une eau qui ne tient pas un peu d'air en dissolution est malsaine et indigeste. Avant de la boire, il faut l'agiter quelque temps pour qu'elle puisse redissoudre l'air qu'elle a perdu. Il faut avoir soin aussi de changer le charbon tous les cinq à six mois.

Je ne vous dirai pas combien le charbon est utile pour le chauffage domestique, pour les fourneaux ordinaires et les réchauds; vous en voyez des applications continuelles; c'est ordinairement le charbon de bois qui sert pour ces usages. Lorsqu'on a besoin d'une chaleur modérée, au lieu de charbon proprement dit, on se sert de braise.

— Quelle différence y a-t-il entre le charbon et la braise?

— La braise n'est qu'un charbon plus consommé que le gros charbon. Quelques industries et surtout la boulangerie en produisent une grande quantité. Lorsque le four dans lequel doit se faire le pain est chaud, on n'attend pas que le feu s'éteigne de lui-même; on perdrait du temps et de la chaleur; on retire immédiatement le charbon à demi consumé qui recouvre encore l'âtre; on le jette dans des boîtes de tôle que l'on ferme bien. L'oxygène de l'air n'ayant pas d'accès dans les boîtes, le charbon ne se consume plus, il s'éteint.

— Pourquoi ne l'éteint-on pas avec de l'eau?

— Parce que l'eau, agissant trop brusquement, ferait tomber en poussière une partie du charbon. Du reste, l'eau agirait de la même manière; en coulant dans tous les interstices du bois, elle empêcherait le contact direct de l'air.

— C'est comme cela seulement que l'eau agit?

— Pas autrement. C'est toujours en empêchant l'action de l'oxygène.

— Mais l'eau renferme aussi de l'oxygène; le charbon devrait s'en emparer?

— Cela n'arrive pas ordinairement, parce que l'hydrogène a plus d'affinité pour l'oxygène que le charbon. Cependant, à une très-haute température, l'eau se vaporisant et se dilatant considérablement, la force de cohésion diminue, comme nous l'avons déjà remarqué; le charbon à cette température est très-avide d'oxygène; il en résulte une décomposition de l'eau, si elle n'est pas en assez grande masse pour abaisser subitement la température du charbon. Vous en avez vu des exemples, j'en suis sûr.

— Je n'y aurai sans doute pas fait attention.

— N'avez-vous pas remarqué quelquefois que les forgerons aspergent avec un petit balai mouillé le charbon qu'ils emploient, quand ce charbon est très-ardent? Ils savent qu'un peu d'eau ajoute à l'activité du feu.

— C'est vrai. Alors l'eau se décompose, n'est-ce pas, si l'on n'en met pas assez pour refroidir le charbon? elle fournit l'oxygène qui alimente la combustion.

— Très-bien. Vous pouvez conclure de là qu'on a grand tort, lorsque, dans un incendie, on ne jette à la fois sur le feu que de petites quantités d'eau. Assez souvent les ignorants jettent toujours ce qu'ils peuvent; mais il vaudrait mieux jeter dans ce cas de la paille sur le feu que d'y jeter de l'eau.

— C'est une plaisanterie; mais je saisis bien le principe.

— Il y a quelque chose de réel là-dessous. J'ai vu éteindre le feu, lorsqu'on s'y prenait assez tôt, avec des

barbes d'avoine ou de blé provenant du vannage de ces grains.

— Ces matières sont très-combustibles, cependant.

— Oui; pour peu qu'il y ait accès de l'oxygène. Tenez, voilà du feu certainement très-bien allumé. Avec deux ou trois poignées de balles d'avoine, je vais l'éteindre complétement.

— C'est vrai. Je devais m'en douter, car il m'est arrivé d'éteindre du feu déjà pris avec des copeaux, quoiqu'ils servent ordinairement à l'allumer. J'ai fait mieux: j'ai mis des copeaux sur le feu allumé; les copeaux ont brûlé, et le feu s'est éteint.

— Dans le premier cas, vous avez étouffé votre feu en empêchant l'oxygène de l'air de pénétrer jusqu'aux parties en ignition. Dans le second cas, vous avez placé vos copeaux de telle sorte qu'ils se sont emparés de tout l'oxygène au passage, et n'ont permis au courant de porter sur le bois que les produits de sa combustion avec une certaine quantité d'azote de l'air.

— Ainsi, pour arrêter le feu, il suffit d'empêcher l'oxygène d'arriver?

— Ordinairement, oui. Je dis *ordinairement*, parce qu'il n'y a pas que l'union de l'oxygène avec un autre corps qui produise de la chaleur et de la flamme. En général, l'union rapide de deux corps qui manifestent l'un pour l'autre une grande affinité est accompagnée de chaleur et souvent de lumière. Nous reviendrons sur cette propriété. Pour prouver de plus en plus ce que nous disions tout à l'heure, je vais vous donner un exemple qui a son utilité.

Que le feu prenne à une cheminée. Si l'on n'a pas d'expérience, on perd la tête, on va chercher du secours; et, pendant ce temps, le feu se communique, si

la cheminée n'est pas solide, aux pièces de bois les plus proches : voici une maison en feu. Il n'y a pourtant aucun danger, pourvu qu'on intercepte à temps l'oxygène qui alimente la combustion. Il y a pour cela deux moyens; souvent le premier suffit. On mouille un drap et on l'étend au-devant de la cheminée, en l'assujettissant d'une manière aussi solide que possible. Il faut avoir soin d'entretenir ce drap bien mouillé pendant sept à huit minutes et d'en faire autant devant tous les foyers de la cheminée, s'il y en a d'autres qui communiquent avec le même tuyau.

Quelquefois le feu est tellement intense, qu'il s'établit, malgré tout, un certain tirage, et qu'il y a encore quelque danger si la cheminée est mauvaise. Alors il est bon de jeter une poignée de fleur de soufre enflammée, ou du soufre concassé dans la cheminée. Le soufre s'empare de l'oxygène, dont il est très-avide, et comme sa combustion produit une flamme très-courte, il n'y a aucune espèce de danger; tout l'oxygène s'absorbe sans fournir d'aliment à la suie qui brûle.

Pendant que nous nous occupons de combustion, disons quelques mots de la flamme.

Toutes les fois qu'un corps est *fixe*, c'est-à-dire toutes les fois qu'il ne peut se réduire en gaz, il brûle sans flamme; il devient seulement rouge de feu. On dit alors, suivant le degré de chaleur, que ce corps est *rouge brun* quand il est à peine rouge : plus tard, il devient *rouge cerise*, puis *rouge vif*, *rouge rose*, *rouge blanc*. Voici dans ce foyer des charbons sur lesquels vous rencontrerez toutes les nuances que j'indique. Voyez au centre, là où la chaleur est la plus vive : l'éclat du charbon le rend presque blanc ; ce gros tison, au contraire, est rouge brun ; à peine si sa couleur noire

paraît avoir changé. Ces différentes nuances sont bien plus faciles à apprécier encore dans une barre de fer qui sort de la forge.

Toutes les fois qu'un corps est gazeux, ou susceptible de le devenir par la chaleur, il brûle avec flamme. La flamme n'est donc qu'une *substance gazeuse chauffée au point de devenir lumineuse.*

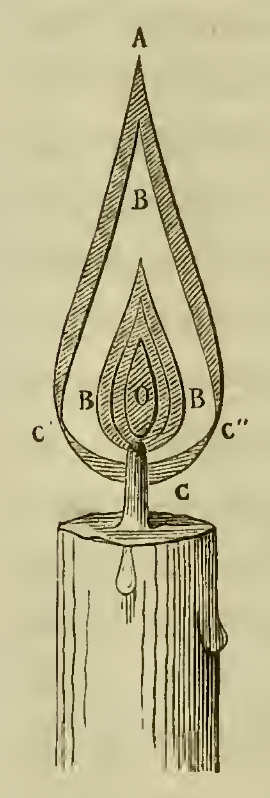
Les gaz ne deviennent lumineux que parce qu'ils s'unissent vivement avec l'oxygène de l'air. Si j'allume une chandelle, et que j'éxamine le phénomène de la combustion, je verrai que le corps gras commence par se fondre, qu'il se trouve attiré par la mèche, et que la chaleur le gazéifie rapidement. C'est dès lors un gaz qui, d'une part, tend à s'élever, et qui, de l'autre, tend à s'unir avec l'oxygène environnant, tant qu'il conservera la chaleur qui lui est communiquée ; l'acte de la combinaison rend le gaz lumineux, en augmentant sa chaleur. En effet, prenez une toile métallique (1), et abaissez-la à plat sur le milieu de la flamme. La toile, qui est bon conducteur de la chaleur, refroidit assez le gaz pour que toute la partie qui la traverse ne brûle plus.

— C'est singulier. La flamme paraît coupée par le milieu : elle s'arrête tout court.

— La flamme s'arrête, parce que le gaz se refroidit, car le courant est le même. Présentez une allumette au-dessus de la toile, et vous communiquerez au gaz une nouvelle chaleur qui l'enflamme de nouveau.

(1) On fait avec le fil de fer et le fil de laiton ou de cuivre jaune des toiles de diverses qualités et de diverses formes. Si l'on n'a pas à sa disposition un petit carré d'une toile semblable, on peut faire l'essai que nous indiquons avec une de ces cloches si répandues qui empêchent les insectes de gâter les viandes.

Maintenant que nous pouvons couper à volonté la flamme d'une chandelle, nous pouvons examiner, pour ainsi dire, la structure de la flamme. Vous voyez que l'intérieur en est obscur, et que celle-ci n'est très-lumineuse qu'à la partie qui est enveloppée par l'air ou l'oxygène, et qui, en même temps, contient plus de charbon, fourni par le corps gras qui se décompose. Étudions les diverses nuances de la flamme sur cette figure; nous les retrouverons mieux ensuite sur la flamme elle-même.



La flamme forme un cône dont la base arrondie C C' C'' est peu brillante : la vapeur du suif qui se forme en cet endroit la refroidit trop. A mesure qu'elle s'élève, cette portion diminue d'épaisseur. Aux points C' C'' elle disparaît. Puis vient la portion B B B la plus éclairée, parce qu'elle est en contact avec l'air, et qu'une quantité suffisante de charbon se trouve à nu; car c'est au charbon seulement que la flamme d'une chandelle ou d'une lampe doit son éclat : les corps gazeux brûlent avec peu d'éclat, lorsqu'ils ne renferment pas en eux un corps fixe. La lampe philosophique nous en a déjà fourni des preuves; elle va nous en donner encore une. Je produis, comme vous savez, du gaz hydrogène, que je brûle à l'extrémité effilée d'un tube.

— Oh! je sais bien cela ; je vais le faire.

— Ne vous pressez pas d'allumer. Laissez la réaction s'opérer assez pour chasser tout l'air du flacon dans lequel est la dissolution. Allumez maintenant. La flamme est très-chaude; car, si j'y présente cette lame de vieux

canif, elle la rougit immédiatement; or vous pouvez vous assurer qu'une chandelle n'a pas une action si énergique, quoique sa lumière soit bien plus vive. Si je plonge dans cette flamme un fragment de chaux, elle deviendra bien plus brillante, parce que la chaux ne se volatilise pas. Il est vrai que l'effet produit par le fragment de chaux ne ressemble pas entièrement à l'effet produit par le charbon, parce que celui-ci est en poudre impalpable et presque volatil au moment où il se trouve dégagé de l'hydrogène, tandis que la chaux est en masse compacte.

— Je vois bien la différence : le charbon se trouve libre dans toutes les parties de la flamme, et chaque fragment brille de son éclat. Si l'on jetait du charbon en poudre extrêmement fine sur la flamme de l'hydrogène, on trouverait sans doute le même résultat.

— Oui, à condition que le charbon serait en assez petite quantité, ou assez chaud pour ne pas refroidir la flamme. A la place du charbon, jetez une poussière très-fine et très-légère que voici, c'est du lycopode. L'inflammation de cette poussière produit une espèce de petit feu d'artifice très-brillant.

Mais revenons à l'examen de notre chandelle.

La partie centrale O de la flamme forme un noyau tout à fait obscur, très-peu chaud parce que l'oxygène n'arrive pas jusque-là. Vous voyez clairement ce noyau obscur, en coupant la flamme horizontalement, au moyen de la toile métallique; Murray prétend y avoir introduit de la poudre à canon et l'en avoir retirée tout humide. On sait d'ailleurs qu'un corps flambant est moins propre à enflammer la poudre qu'un corps rouge de feu sans flamme; cet effet est dû encore au mode d'action de l'oxygène. Vous comprenez sans doute

maintenant l'avantage des lampes à mèches circulaires.

— Oh! très-bien. Il est inutile qu'elles soient pleines; car le milieu en serait obscur, et donnerait sans doute de la fumée, si l'oxygène ne pouvait pas brûler tout le charbon, à mesure qu'il se forme.

— On a évité cet inconvénient en ajoutant un avantage bien précieux à ces lampes. On a établi à l'intérieur un courant d'air, qui permet à la lame lumineuse d'être plus épaisse, car elle est alimentée en dedans et en dehors. C'est une découverte précieuse qui date de la fin du siècle dernier.

— Qu'est-ce que cette enveloppe ombrée marquée A sur la figure?

— Si vous examinez attentivement la flamme d'une chandelle, vous verrez que l'extrémité en est beaucoup moins lumineuse; cette partie moins lumineuse s'étend en diminuant jusqu'aux points C' C'' où elle devient imperceptible. C'est là que les gaz finissent de brûler. C'est la partie la plus chaude.

— J'aurais cru, moi, que la partie la plus chaude était le centre.

— Le raisonnement doit vous prouver le contraire, l'expérience vous le prouvera de même. Prenez ce petit fil métallique, et placez-le successivement à plusieurs endroits de la flamme, vous verrez quel est le point le plus chaud par la couleur plus ou moins rouge que prendra le fil en un instant.

— En effet, le fil ne rougit pas dans l'intérieur; au sommet il fond dans un clin d'œil.

— Mais voici une expérience plus curieuse avec une balle de plomb; je vais la faire fondre à la chandelle.

— Tout à fait?

— Tout à fait. Mais je me garderai bien de la tenir

sur la flamme avec une pince de fer; le fer est bon conducteur de la chaleur, il la soutirerait à mesure qu'elle s'attacherait au plomb, et celui-ci ne fondrait pas.

— Avec quoi allez-vous donc la tenir?

— Avec la première chose venue...; avec ce morceau de papier, par exemple. Tenez, j'enveloppe la balle dedans.

— Mais le papier brûlera cent fois avant que la balle soit seulement chaude.

— Cela n'est pas à craindre. Voici comment je m'y prends. Je mets la balle au milieu du papier, que je relève tout autour et que je tords le mieux que je peux. Voilà un manche avec lequel je tiendrai bien la balle jusqu'à ce qu'elle soit fondue.

— Vous ne faites pas plusieurs doubles de papier?

— Je m'en garde bien; j'ai même pris du papier assez mince et assez mou, de manière qu'il touche partout parfaitement le métal: je dissimule autant que possible les plus petits plis occasionnés par la torsion. Vous allez comprendre que le métal étant très-bon conducteur de la chaleur, et fondant à une température assez peu élevée, attire à lui toute la chaleur développée à la surface mince du papier. Le papier sera bien un peu noirci par la fumée, si je tiens ma balle un peu trop bas, parce que je refroidirai la flamme, et tout le charbon ne brûlera pas; mais il ne se fera de trou que lorsque le métal fondu s'écoulera... Et tenez, le voilà qui coule; il n'y a plus de balle; le plomb est déjà figé par terre. Le papier est seulement percé.

— Je ne croyais pas qu'on pût trouver dans une chandelle tant de choses intéressantes.

— Je vous répète, pour la centième fois, qu'il n'y a pas de petits effets, pas de petites choses dans la na-

ture. Ne croyez pas, par exemple, que lorsque j'ai coupé la flamme de cette chandelle, en la refroidissant avec une toile métallique, j'aie fait une expérience insignifiante. Cette petite expérience a été, pour Humphry Davy (1), le principe d'une découverte extrêmement importante : Davy répéta cette épreuve de la toile métallique avec la flamme de plusieurs corps ; il la fit avec des toiles plus ou moins serrées ; il s'assura bien que le tissu n'agissait qu'en refroidissant le gaz, et que plus les fils sont serrés, plus le refroidissement était complet. Il prouva que la toile dissémine tellement la chaleur, qu'en l'exposant à la flamme entre deux papiers, celui de dessous a le temps de brûler complétement, avant que celui de dessus soit le moins du monde attaqué. Voici le résultat de ses expériences : un fléau épouvantable décimait fréquemment les ouvriers des mines de houille. Un gaz qu'on nommait le *grisou*, et qui n'est autre chose qu'une combinaison d'hydrogène et de charbon, sortait souvent des fissures que l'on ouvrait avec le pic. Ce gaz, se répandant au milieu de l'air, dans les galeries des mines, s'enflammait à la première lampe qu'il rencontrait, et l'explosion tuait presque infailliblement tous les ouvriers qui se trouvaient dans les galeries. Le célèbre chimiste comprit qu'il pourrait envelopper les lampes d'un tissu qui, sans intercepter la lumière et l'air, empêcherait la flamme de se communiquer au dehors. Il l'essaya et réussit complétement. Il préserva les mineurs de tout danger, en enveloppant leurs lampes d'un simple tuyau fait avec une toile métallique qui a environ cent quarante ouvertures par centimètre carré.

(1) Célèbre chimiste anglais. — Prononcez *Daivy*.

La lampe de Davy n'empêche pas seulement l'inflammation des gaz; elle avertit le mineur de son existence. En effet, lorsque le gaz arrive dans la lampe, il y brûle, et finit par éteindre la mèche, parce qu'en s'emparant de tout l'oxygène, il empêche celle-ci de s'en nourrir. Lors donc que le mineur s'aperçoit que la flamme augmente de volume dans la cage métallique, il comprend que l'air qu'il respire est vicié, qu'il est temps pour lui de regagner les galeries où il pourra respirer un air plus sain et se prémunir en même temps contre les ténèbres. Le service que Davy a rendu à ces malheureux est inappréciable.

Puisque nous nous occupons de ce sujet, il n'est pas hors de propos de vous parler d'un autre appareil. Vous savez avec quel dévouement souvent des pompiers, qui forment presque partout l'élite de la population généreuse des villes, se précipitent au milieu des flammes, soit pour reconnaître les ravages du feu et pour y remédier, soit pour arracher un vieillard, un enfant, un infirme à une mort aussi certaine souvent qu'elle est affreuse.

— Je comprends d'avance; on a fait pour les pompiers des uniformes en toile métallique.

— Cela ne suffirait pas. Vous avez vu que le refroidissement opéré par la toile n'empêchait pas toujours les fils de rougir. Vous savez encore que notre corps ne peut pas supporter une chaleur même bien inférieure à la chaleur rouge. La toile métallique n'aurait donc préservé le pompier de rien; il ne fallait pas seulement que le vêtement pût disperser rapidement la chaleur, il fallait qu'il pût aussi l'empêcher d'arriver jusqu'à la peau. Aldini eut l'heureuse idée de doubler un vêtement métallique avec de l'amiante.

— Ah ! oui, cette toile merveilleuse qui ne brûle pas. J'ai entendu dire qu'on en faisait du linge. Quand le linge est sale, on ne lui donne pas d'autre lessive qu'un air de feu ; on le jette sur les charbons ardents ; en cinq minutes le blanchissage est fini.

— C'est là, en effet, une des propriétés des toiles d'amiante.

— Où trouve-t-on la plante avec laquelle on fait du fil incombustible ?

— Si ce fil se faisait avec un végétal ou un produit animal, comme les fils de chanvre, de lin, de soie, il ne résisterait pas à l'action du feu. Rappelez-vous ce que je vous ai dit hier. Vous savez que tous les principes immédiats végétaux ou animaux contiennent deux ou trois gaz qui s'évaporent ou se décomposent volontiers à l'aide de la chaleur et du charbon, qui se trouve bientôt à nu.

— C'est vrai.

— Vous en devriez conclure que si l'amiante est inattaquable par le feu, c'est qu'elle appartient à une substance minérale qui doit être assez saturée d'oxygène pour n'en pas admettre d'autre, et qui ne le relâche pas volontiers. En effet, l'amiante est une substance minérale qu'on trouve dans des creux de rochers (1).

(1) L'amiante est un composé de plusieurs oxydes : oxyde de calcium (chaux), oxyde de magnésium (magnésie), oxyde d'aluminium (alumine), combinés avec l'acide silicique. — C'est donc en chimie un silicate de chaux, d'alumine et de magnésie. C'est donc un sel comme la plupart des pierres.

Les anciens étaient loin d'admettre pour l'amiante une origine minérale. Leur propension à envelopper de fables merveilleuses ce qu'ils ne connaissaient pas ne leur a pas failli lorsqu'ils se sont occupés de l'amiante ou asbeste. Leurs croyances ont été propagées jusqu'à nos jours, pour ainsi dire, sur l'autorité de Pline, qui regarde ce minéral comme un lin incombustible produit par une plante des Indes, et qui avance que la chaleur du climat sous lequel elle croît lui donne sans doute la propriété de résister au feu.

L'amiante se recueille entre les roches détachées des terrains primitifs dans

Elle existe en filaments faciles à détacher, que l'on parvient à filer, surtout en les mêlant avec du coton ou du lin. Quand la toile est finie, on la jette au feu; le coton brûle; il reste le tissu d'amiante ordinairement lâche et grossier. On en fait cependant des étoffes assez belles, mais elles coûtent cher. C'est la principale raison pour laquelle Aldini a cherché à remplacer l'amiante par une étoffe d'un prix moins élevé. Il y est parvenu au moyen de tissus de laines quelconques imprégnés de substances salines.

Gay-Lussac, un de nos premiers chimistes, a constaté le premier que les étoffes, ou en général les corps combustibles, perdaient leur combustibilité quand chacune de leurs parcelles était couverte d'un sel minéral soluble dans l'eau et indécomposable par le feu. Outre que ces sels sont tous mauvais conducteurs de la chaleur, plus encore souvent que les tissus qu'ils recouvrent, ils empêchent l'action de l'oxygène de l'air. C'est ainsi qu'on fait des papiers incombustibles, des pièces de bois incombustibles, des décorations de théâtre incombustibles (1).

les Hautes-Alpes, dans les Pyrénées, en Corse, dans l'Écosse, et principalement dans la Tarentaise, en Savoie. C'est ce dernier pays qui fournit les filaments les plus longs et les plus soyeux.

Les anciens s'en servaient surtout pour ensevelir les morts, qu'on brûlait ensuite. On recueillait ainsi sans mélanges les cendres révérées que l'on devait conserver.

(1) Le corps humain lui-même peut être rendu incombustible. Voici une note que nous empruntons à un petit ouvrage de M. Julia de Fontenelle, qui s'est fait, par ses connaissances chimiques, une réputation bien méritée. Ce n'est pas le seul emprunt que nous lui ferons.

« Un Espagnol, Lionetto, se montra à Paris en 1809, et étonna tout le monde par son insensibilité au contact du feu. Il maniait impunément une barre de fer rouge, du plomb fondu; il buvait de l'huile bouillante, etc. Pendant que Lionetto était à Naples, le professeur Sémentini remarqua qu'il plaçait sur ses cheveux une plaque de fer rouge, et qu'on en voyait s'élever aussitôt une vapeur épaisse, que le même effet était produit lorsqu'il passait

Exposées au feu, ces substances finissent par s'échauffer lentement, par se calciner, mais sans produire de flammes qui puissent propager un incendie.

L'union de l'oxygène avec le charbon n'est pas la seule source de chaleur; l'union de l'oxygène avec un autre corps n'est pas même nécessaire toujours. Je vous ai dit déjà qu'en général l'union rapide de deux corps quelconques suffisait pour produire de la chaleur. Vous connaissez l'action de l'eau sur la chaux vive. Cette action est tellement énergique, qu'on peut allumer une allumette dans la chaux quand l'opération est bien ménagée. Nous avons vu également qu'un mélange d'acide sulfurique et d'eau produisait une très-grande chaleur.

Je mêle dans un mortier en fonte très-solide une partie d'eau sur quatre parties d'acide : le thermomètre va s'élever à cent cinquante degrés environ.

un fer rouge sur la pointe du pied, sur la langue; qu'il buvait environ le tiers d'une cuillerée d'huile bouillante; qu'il tenait entre ses dents un fer presque rouge.

Sémentini, jaloux de découvrir les procédés de Lionetto, fit quelques essais sur lui-même, et trouva, 1° qu'au moyen de frictions avec les acides, particulièrement l'acide sulfurique étendu d'eau, la peau devenait insensible à l'action de la chaleur du fer rouge; 2° une solution d'alun, évaporée jusqu'à ce qu'elle devînt spongieuse, était encore plus propre à cet effet en l'employant en frictions; 3° les parties du corps rendues insensibles et frottées ensuite avec du savon dur, puis lavées, étaient plus insensibles encore; on parvenait par ce moyen à se frotter avec un fer rouge, sans qu'un poil de la peau fût brûlé.

Les mêmes préparations faites sur la langue et sur la bouche produisaient le même résultat. »

Ni Lionetto, ni Sémentini n'ont dit la cause de cette insensibilité. Nous croyons qu'elle a la même cause que l'incombustibilité des tissus; car une couche légère d'un corps mauvais conducteur de la chaleur suffit pour l'arrêter longtemps. L'évaporation que détermine le fer chaud ou l'huile bouillante doit aussi contribuer au même résultat. Lorsque nous avons parlé de la glace, nous avons montré combien l'évaporation enlevait rapidement le calorique aux corps voisins.

— Et le liquide ne se vaporise pas ?

— Non, l'acide sulfurique ne bout qu'à trois cents degrés.

— Est-ce que tous les liquides n'entrent pas en ébullition au même degré.

— Non certainement ; et vous pouvez vous en assurer (1).

Pourquoi entendez-vous un frémissement aigu lorsque vous jetez un peu d'eau dans de l'huile ou de la graisse très-chaude? C'est qu'au degré où l'huile est encore tranquille l'eau peut être vaporisée. C'est sur cette différence de volatilité qu'est fondé l'art de la distillation des vins, comme nous le verrons en son temps.

Du reste, un même liquide, l'eau, par exemple, ne bout pas toujours au même degré. Nous avons établi qu'elle bout à 100° ; mais, saturée de sel, elle ne bout qu'à 107°. Vous avez vu un petit appareil pour faire cuire des œufs frais dans l'eau bouillante sur la table au moment du déjeuner. Comme l'eau cesse de bouillir quand on la met dans l'appareil, les œufs ne durcissent pas ; ce qui est un grand avantage pour les amateurs. Mais il y a des personnes qui, tout en désirant profiter de cet avantage, voudraient bien manger des œufs un peu plus cuits ; qu'elles ajoutent du sel à l'eau qu'elles font bouillir, la température s'élèvera au-dessus de 100°, et les œufs seront bien cuits.

(1)

L'éther, le plus volatil des liquides, bout à. .	37°	78
L'alcool ou esprit-de-vin, à.	78	
L'eau, à.	100	
L'huile de térébenthine, à.	157	77
L'acide sulfurique concentré, à.	318	
L'huile de lin, à.	336	
Le mercure, à.	347	

Sur les hautes montagnes l'eau bout au-dessous de 100°; car vous n'avez pas oublié que la pression atmosphérique qui retient les corps à la surface de la terre doit être moins puissante à mesure que l'on s'élève. Aussi des voyageurs qui se sont élevés assez haut sur les montagnes ne pouvaient-ils pas parvenir à faire cuire les viandes; ils ne pouvaient manger que de la viande rôtie.

Je vous ai montré deux liquides froids s'échauffant mutuellement : voulez-vous en voir deux autres s'enflammer réciproquement ? Prenez de l'acide azotique auquel vous aurez mêlé vingt gouttes d'acide sulfurique par trente grammes, et versez ce mélange dans de l'essence de térébenthine...

— Voilà tout en feu !

— C'est encore l'effet d'une combinaison chimique.

Un déplacement des molécules des corps suffit souvent pour produire de la chaleur. Les sauvages allument du feu en frottant vivement l'un contre l'autre deux morceaux de bois sec. Les forgerons, le matin, en battant le fer, parviennent quelquefois à le faire rougir. On a vu les essieux de voitures trop chargées mettre le feu aux roues et embraser la charge entière. Vous connaissez les étincelles que l'on obtient par le choc du briquet ordinaire ; je vous indiquerai un peu plus tard le secret des autres. Enfin, vous verrez en physique qu'on emprunte souvent au soleil quelques rayons, réunis au foyer d'une loupe, pour allumer nos combustibles. D'ailleurs, dans tout le cours de nos expériences, nous aurons occasion de voir la chaleur se développer dans les corps d'une manière souvent très-curieuse. Qu'il vous suffise aujourd'hui d'avoir fait connaissance avec elle et d'avoir constaté ses principaux effets. »

En ce moment on entendit dans le jardin une détonation effrayante ; Paul se tourna vivement du côté d'où paraissait partir le bruit. Quel ne fut pas son étonnement quand il vit, à la place d'un tertre sur lequel était un petit pavillon chinois, un volcan embrasé ! Les arbres se déracinaient, les pierres volaient en éclats ; une fumée épaisse, sillonnée de lames de feu, s'élevait dans l'air. Paul tremblait de tous ses membres.

« Eh bien ! qu'en dites-vous ? dit M. Desfourneaux ; ne voilà-t-il pas un joli petit volcan ?

— C'est donc là l'effet d'un volcan ?

— Oui, comme les petits canons d'enfant sont l'image des canons de guerre. Les véritables volcans sont bien autrement terribles.

— Comment vous y êtes-vous pris pour faire cet effroyable ravage ?

— C'est assez facile. J'ai pris du soufre en poudre et de la limaille de fer, j'ai fait une pâte de ces deux corps avec une suffisante quantité d'eau. On a creusé un trou au centre du monticule que je voulais abattre, et l'on a enterré ce mélange au fond du trou. Il y a seize heures que ce travail est fait ; vous en voyez l'effet.

— Je comprends maintenant comment les volcans opèrent.

— Ne vous hâtez pas de tirer de ce fait des conséquences trop étendues. Nous n'en sommes pas à expliquer l'action des volcans, qui renferment encore bien des mystères. J'ai voulu vous faire voir une réaction produisant lentement un effet terrible au sein de la terre.

— Vous me direz donc comment s'opère cette réaction ?

— Sans doute. Vous savez que l'humidité favorise

singulièrement l'oxydation du fer. Ici le fer n'a pu s'oxyder qu'en décomposant l'eau de la pâte. La décomposition, faible d'abord, a dû devenir plus rapide; car, à mesure que le fer absorbait l'oxygène de l'eau, l'hydrogène de ce liquide était entièrement absorbé à son tour par le soufre. Voici une légende qui explique cette réaction :

Soufre.		gaz hydrogène sulfuré.
Eau	hydrogène .	gaz hydrogène sulfuré.
Eau	oxygène . .	oxyde de fer.
Fer		oxyde de fer.

L'expansion terrible que la chaleur donne au gaz cause le fracas dont vous avez été le témoin.

Du reste, il faut, pour réussir, que la terre possède déjà une certaine chaleur; il faut, en outre, que les substances qu'on emploie soient très-divisées. La division des corps et leur état plus ou moins humide ont beaucoup d'influence sur la propension qu'ils ont à s'unir. Nous verrons bientôt que le platine très-divisé enflamme spontanément un courant d'hydrogène, et forme un briquet extrêmement curieux. On a vu le feu prendre spontanément à des masses de charbon pulvérisé mis en magasin pour la fabrication de la poudre. Bien souvent des incendies n'ont eu d'autre cause que la fermentation spontanée d'une meule de foin entassé avant d'être assez sec.

On ne peut trop se mettre en garde contre ces cas de combustion spontanée que rien ne fait prévoir, et auxquels on ne peut plus remédier quand les terribles effets s'en font sentir. »

ENTRETIEN VI

Gaz acide carbonique. — Union des acides et des oxydes. — Asphyxie d'un moineau par l'acide carbonique, et sa résurrection. — Grotte du *Chien*. — Précautions à prendre pour pénétrer dans des caves abandonnées, dans des souterrains, des puits, etc. — Cause du pétillement des vins mousseux. — Salubrité de la campagne. — Fontaine empoisonnée d'Aigueperse. — De la respiration.

« Eh bien ! monsieur Desfourneaux, en avons-nous fini avec le charbon? dit Paul, empressé de faire connaissance avec de nouveaux éléments.

— Avec le charbon, mon ami? Oui et non. Car nous avons encore à examiner, sinon le charbon en lui-même, du moins les combinaisons qu'il peut former avec les éléments que nous avons étudiés jusqu'ici. Commençons par le résultat de la combinaison du charbon avec l'oxygène.

Le composé que nous allons examiner se nomme acide carbonique. Il y en a un autre moins oxygéné, l'*oxyde de carbone* (1). Je fais brûler un morceau de charbon dans le gaz oxygène ; ce gaz se change en un autre ; car voici un flacon dans lequel je plonge une allumette enflammée, elle s'éteint. Ce n'est donc pas de l'oxygène, ce n'est pas non plus de l'hydrogène.

— Mais ce pourrait être de l'azote.

— C'est vrai ; constatons que ce n'en est pas. Voici de l'eau limpide, mais qui n'est pas pure ; elle contient

(1) Voyez le dictionnaire.

de la chaux en dissolution ; versons-en un peu dans le flacon, qui, comme vous voyez, est très-propre. Qu'arrivera-t-il ?

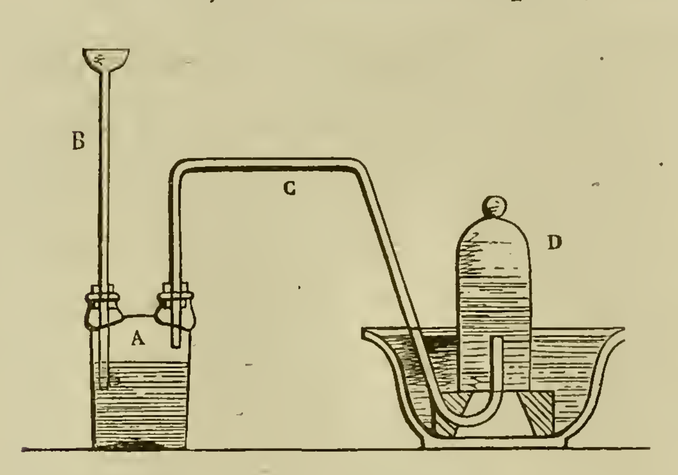
— L'eau se trouble ; elle est toute blanche.

— Très-bien. Constatons dans cet autre flacon une nouvelle propriété : versez-y quelques gouttes de tournesol.

— La liqueur rougit ; c'est donc un acide.

— Bien. Vous savez que c'est un acide produit par la combustion du charbon dans l'oxygène ; vous savez son nom ?

— Oui, acide carbonique, c'est facile à retenir.



— Eh bien, ce gaz se rencontre fréquemment dans la nature. Voici un morceau de craie. J'en introduis un peu dans un flacon à deux tubulures A, après l'avoir délayé dans l'eau. Dans l'un des deux goulots du flacon, je fais passer à travers le bouchon un tube B qui plonge presque jusqu'au fond, et qui se termine en haut par un petit entonnoir. Un autre tube C passe dans l'autre goulot, mais sans pénétrer si profondément : ce tube conduira sous la cloche D le gaz qui sortira du flacon A. Vous vous souvenez que, pour faire passer un gaz sous une cloche, il faut que cette cloche soit d'abord remplie d'eau ou de mercure, dont le gaz prendra la place. Maintenant je verse par l'entonnoir du tube B un acide quelconque ; il se forme du gaz qui se rend sous la clocle : la cloche est déjà pleine. Remplaçons-la par d'autres cloches et par ce grand

flacon, dans lequel nous aurons quelque expérience à faire, et examinons le contenu.

— Est-ce que c'est le même produit que le produit de la combustion du charbon?

— Vous allez voir. D'abord je m'assure que ce gaz éteint une allumette enflammée; je m'assure ensuite qu'il blanchit l'eau de chaux; je vois enfin qu'il rougit la teinture de tournesol; jusqu'ici ses propriétés sont bien les mêmes. Les autres que je vais indiquer sont aussi toutes pareilles; les deux gaz sont donc les mêmes.

— Est-ce que la réaction qui se passe dans le flacon a quelque rapport avec la combinaison du charbon avec l'air ou l'oxygène?

— Aucun. Lorsque je brûle du charbon, j'unis directement ce corps avec l'oxygène; je fais de l'acide carbonique de toutes pièces. Ici, au contraire, il existe tout fait; seulement je le chasse de la place qu'il occupe. Il faut que vous sachiez que la craie, le blanc d'Espagne, la marne, les coquillages, le marbre, la pierre à chaux, etc., ne sont qu'un seul et même composé plus ou moins pur de plusieurs corps, dans lesquels entre l'acide carbonique. Comme cet acide est volatil, je le chasse facilement en mettant un acide fixe en présence du composé. Le nouvel acide prend la place de l'acide carbonique, qui devient libre.

— Pouvez-vous me faire une légende de ceci? Je comprends mieux les réactions quand j'en ai le tableau sous les yeux.

— La voici. En chimie, la craie et autres corps de même nature se nomment carbonates de chaux.

Carbonate de chaux formée de	acide carbonique devenu libre.	
	chaux. .	sulfate de chaux.
Acide sulfurique		

Vous voyez que l'opération est très-simple.

— Je vois ici les mots carbonate pour un composé de l'acide carbonique; sulfate, pour un composé d'acide sulfurique. Ces noms en *ate* se ressemblent trop pour ne pas tenir à quelque règle de langage semblable à celles que vous m'avez déjà expliquées pour la formation des oxydes et des acides.

— Vous avez raison. Les chimistes ont remarqué qu'une fois devenus acides ou oxydes, les corps s'unissaient en cet état, et d'une manière aussi simple qu'à l'état d'éléments. Ainsi, nous pouvons considérer un acide comme un corps simple s'unissant avec un autre corps simple qu'on nomme oxyde, pour former un composé nouveau qu'on appelle *sel*.

— Il n'y a donc pas beaucoup d'espèces de sels? car ce nom-là s'applique, je crois, à bien peu de corps.

— Dans l'usage ordinaire, on connaît peu de corps qui conservent le nom de sels. Mais, pour le chimiste, tout corps formé par la combinaison d'un acide et d'un oxyde est un sel.

— Les sels sont donc des corps qui contiennent toujours un acide et un oxyde?

— Oui; ou deux composés qui jouent l'un à l'égard de l'autre les rôles d'acides et d'oxydes.

— Et la combinaison est aussi simple que pour ces composés?

— Tout aussi simple. Seulement, il peut s'opérer, quand on met deux sels en présence, une réaction qui fasse changer d'état l'oxyde ou l'acide, en isolant leurs éléments, qui se recombinent, pour ainsi parler, d'une nouvelle manière.

— Alors, sans doute, il n'y a pas moyen de s'y reconnaître.

— Au contraire ; toutes ces réactions sont soumises à des lois simples et invariables que nous constaterons quand il en sera temps. Il ne faut pas tout voir à la fois, de peur de confondre tout.

— C'est vrai ; mais je sais ce que vous m'avez enseigné jusqu'ici.

— Aussi, nous avançons d'un pas encore dans la science ; et, à chaque pas, la nomenclature chimique nous fournit un jalon qui nous empêchera de nous égarer.

Ainsi, la réaction qui s'opère en ce moment nous donne déjà une idée de la formation des sels. Les sels ont un nom chimique, comme vous l'avez deviné en voyant la légende. Ce nom est tiré de celui de l'acide et se termine en *ate ;* on ajoute le nom chimique ou usuel de l'oxyde. Ainsi, un sel dont l'acide est l'acide carbonique se nomme carbonate ; il se nomme sulfate, s'il est formé avec l'acide sulfurique ; chlorhydrate, avec l'acide chlorhydrique ; acétate, azotate, phosphate, avec les acides acétique, azotique, phosphorique.

— Et si ce sont des acides en *eux* au lieu d'acides en *ique ?*

— C'est la même règle ; seulement on change la désinence *ate* en *ite*. Ainsi, tandis que l'acide phosphorique fait les phosphates, l'acide phosphoreux fait les phosphites, l'acide sulfureux fait les sulfites, et ainsi de suite. (Voy. le tableau pag. 54.)

Maintenant continuons notre étude de l'acide carbonique : c'est ce gaz que l'on respire au-dessus des cuves où le raisin fermente ; c'est celui aussi qui s'élève au-dessus des fourneaux, et qui asphyxie quand on brûle du charbon dans une pièce mal aérée. On voit quelquefois des hommes fous ou désespérés qui s'asphyxient en

mettant dans leur chambre bien close, avant de s'endormir, un réchaud de charbon allumé.

— C'est une mort assez douce que l'on se donne ainsi.

— Pas toujours. L'acide carbonique n'agit pas comme l'azote, qui laisse mourir, mais qui ne tue pas; il agit sur les poumons comme un véritable poison. Sans doute, quand il se trouve en grande masse sans mélange d'oxygène, il asphyxie en peu d'instants; mais lorsqu'il est mêlé à l'oxygène, il agit plus lentement et cause du délire et des convulsions. Le docteur Esquirol a prouvé que les vapeurs du charbon, respirées dans certaines usines par les ouvriers, les disposent à la folie. Lorsqu'on voit une personne que le charbon asphyxie, le meilleur et seul remède à lui donner, c'est le grand air. Voyez cet oiseau que je viens de plonger dans ce bocal d'acide carbonique : il est asphyxié déjà ; il ne respire plus; si je le mettais au grand air, il reviendrait peut-être à la vie; cependant il est bien tard. Mettons-le dans l'oxygène pur... Vous voyez, le voilà qui revient...

— Il est sauvé... Pauvre petit! c'eût été dommage.

— Me direz-vous bien comment le charbon asphyxie dans une chambre?

— Je le crois : le charbon ne peut brûler qu'en se combinant avec l'oxygène de la chambre; c'est donc autant de moins à respirer pour celui qui habite cette chambre; il remplace l'oxygène qu'il prend par ce mauvais gaz, qui ne fait que du mal.

— Ne vous hâtez pas de condamner si promptement l'acide carbonique; nous allons voir qu'il est utile, quand nous aurons encore constaté une propriété de ce gaz, sa pesanteur. En effet, il pèse une demi-fois

plus que l'air, au point qu'on peut le transvaser comme un liquide, sans prendre pour lui les précautions qu'on prend ordinairement pour les gaz. Je vais verser l'acide carbonique de ce flacon dans cette éprouvette. Pour constater l'effet, nous allons mettre deux bougies dans l'éprouvette à différentes hauteurs. Voyez le résultat.

— Voici celle du fond qui diminue..., elle s'éteint; la plus haute brûle encore très-bien... Ah! la voilà éteinte à son tour; elle est morte.

— En nous mettant au soleil, vous verrez distinctement le gaz tomber dans l'éprouvette sous forme de petites ondulations semblables aux vapeurs que l'on voit flotter dans l'air quand il fait un soleil ardent.

Ces ondulations s'appellent en général des *stries*.

La pesanteur de l'acide carbonique vous explique une prétendue merveille dont on n'a pas pu se rendre compte avant l'étude complète de cet acide. Vous avez peut-être entendu parler de la fameuse grotte du Chien près Pouzzoles, en Italie.

— J'ai lu, je ne sais si c'est à propos de cette grotte, que les habitants du pays vendent des chiens aux voyageurs pour aller se promener dans une grotte. Le chien y meurt bientôt, l'homme n'éprouve aucun mal.

— L'acide carbonique, étant plus lourd que l'air, occupe la partie inférieure, et l'effet des deux chandelles de tout à l'heure se trouve produit. Le chien ne respire près du sol que de l'acide carbonique, tandis que le maître, ayant les organes de la respiration à un mètre soixante centimètres du sol, ne respire que de l'air chargé seulement de l'acide qu'il peut tenir en dissolution.

— Y a-t-il en France des grottes semblables?

— Il y a beaucoup de caves, de marnières et de souterrains qui renferment de l'acide carbonique, et dans lesquels on se trouverait asphyxié si l'on y descendait imprudemment. Pour prévenir les accidents, on allume une chandelle que l'on tient au bout d'une perche plus ou moins longue, puis on marche en tenant la perche en avant. Tant que la chandelle brûle, il n'y a aucun danger; mais lorsqu'on la voit pâlir et s'éteindre, on ne doit pas aller plus loin. S'il est nécessaire d'y pénétrer, et qu'on ne puisse pas établir un courant d'air, il faut y jeter avec une pompe de la chaux vive qu'on fait d'abord fuser, et qu'on délaie dans l'eau.

— Je comprends : l'acide carbonique fait un carbonate de chaux avec la chaux qu'on lui envoie en avant, et l'air prend sa place. S'il y a d'autres oxydes dont ce corps soit avide, on pourrait sans doute s'en servir aussi pour purifier l'air ?

— Oui; nous apprendrons à en connaître beaucoup qui sont dans ce cas; les plus communs sont la potasse et l'ammoniaque. Vous êtes à présent capable de vous mettre à l'abri des influences fâcheuses de l'acide carbonique.

— J'ai bien besoin d'entendre son éloge maintenant pour l'aimer.

— Nous y voici. Vous avez bu du vin de Champagne quelquefois: eh bien, cette saveur aigrelette qui vous plaît dans le vin mousseux est due à l'acide carbonique. Si l'on met du vin en bouteille avant que la fermentation soit complète, il continue à fermenter, et l'acide carbonique se dégage en assez grande quantité quelquefois pour casser les bouteilles, parce qu'il brise tout quand il devient libre, et qu'on ne veut pas le laisser sortir. Dans la chimie organique, nous verrons la réac-

tion qui s'opère alors; aujourd'hui vous ne pourriez peut-être pas la comprendre.

L'effet du vin de Champagne est produit par certaines eaux, et entre autres par l'eau de Seltz, si généralement en usage aujourd'hui. L'eau de Seltz provient de sources qui sortent de terre chargées d'une forte quantité d'acide carbonique; mais on l'imite très-bien en injectant dans un vase plein d'eau et bien fermé une quantité considérable d'acide au moyen d'une pompe. On peut également l'imiter en dégageant l'acide d'une de ses combinaisons. C'est ainsi qu'on vend des poudres auxquelles on donne le nom de poudres de Seltz. Ces poudres ont l'inconvénient de donner à l'eau un goût plus ou moins prononcé, parce qu'elles contiennent un sel dissous dans l'eau même qu'on doit boire (1).

Nous sommes arrivés à la principale propriété de l'acide carbonique : celle d'entretenir la vie dans les plantes. Savez-vous comment les plantes se nourrissent?

— Par leurs racines, qui sucent les sucs de la terre.

— Ce n'est pas tout. Les plantes se nourrissent aussi par leurs feuilles. Les parties vertes des plantes ont la propriété de décomposer l'acide carbonique; elles s'emparent du charbon qui forme, vous savez, une partie considérable des végétaux, et elles rendent une partie de l'oxygène libre.

— Au fait, si les végétaux avaient besoin d'oxygène comme les animaux, il n'y en aurait pas assez pour tout le monde.

(1) On peut faire sur-le champ de l'eau de Seltz, en faisant dissoudre une pincée d'acide tartrique dans un verre d'eau. Lorsque l'acide est dissous, on met dans le même verre une égale quantité de bi-carbonate de soude; on agite avec une cuiller; il se fait un frémissement considérable; on boit tout de suite. Comme ces deux sels n'ont pas d'action mauvaise sur l'économie animale, on peut se contenter de mesurer approximativement.

— Dieu y aurait pourvu, sans doute, dans ce cas. Vous pouvez vous en rapporter à lui, car vous savez avec quelle sagesse tout est combiné dans la nature. L'air, que nous avons regardé comme un mélange d'oxygène et d'azote, contient en outre une petite quantité d'acide carbonique. Voici un flacon d'eau de chaux que j'ai laissé débouché; il s'est formé au-dessus une pellicule blanche; il s'en formera une nouvelle si je fais disparaître celle-ci. C'est que la chaux se dissout dans l'eau, tandis que le carbonate de chaux n'est pas soluble. Aussi, l'acide carbonique marque toujours sa présence dans l'eau de chaux par un trouble ou un dépôt blanc que les chimistes appellent un *précipité*.

— Sans doute parce que tous ces dépôts se précipitent au fond ?

— Ordinairement. La combustion jette dans l'air une quantité énorme d'acide carbonique qui le vicierait s'il n'était absorbé, à mesure qu'il se répand, par les végétaux. Ceci doit vous faire comprendre que le séjour des villes est moins sain que le séjour de la campagne.

— Sans doute; il se fait plus d'acide carbonique, et il y a moins d'arbres et de plantes qui l'absorbent.

Cette raison suffirait, quand bien même il n'y en aurait pas d'autres. Il existe près d'Aigueperse en Auvergne une source que les gens du pays appellent *Fontaine empoisonnée*. Elle offre une démonstration bien curieuse de ce que je viens de vous apprendre touchant l'acide carbonique. Ce n'est à proprement parler qu'un trou ordinairement plein d'une eau bourbeuse dans un terrain assez enfoncé. Ce trou vomit une énorme quantité de gaz qui s'échappe de l'eau en bouillonnant; aussi la végétation est-elle excessivement vigoureuse dans le bosquet qui l'entoure. Les animaux, les oiseaux sur-

tout, attirés et séduits par les apparences, viennent y chercher un abri, mais ils sont bien vite punis de leur confiance; la terre est constamment jonchée de leurs cadavres.

— Cette fontaine est bien plus curieuse que la *grotte du Chien;* car elle montre le bien à côté du mal, et nous fait mieux juger l'acide carbonique.

— Maintenant il ne nous reste plus qu'à étudier une circonstance dans laquelle se forme à chaque instant l'acide carbonique : c'est la respiration.

— Notre respiration, à nous?

— La nôtre et celle des animaux; car nous ne nous distinguons pas beaucoup d'eux sous ce rapport. Vous savez déjà que nous ne respirons avec profit que l'air, c'est-à-dire un mélange convenable d'oxygène et d'azote. Eh bien, l'air *expiré* n'est pas le même que l'air *aspiré,* quoique le volume soit à peu près égal. En voulez-vous la preuve? Soufflez sur cette glace l'air qui sort de vos poumons. Remarquez-vous quelque chose?

— Je remarque sur la glace de l'humidité...; attendez..., oui, certainement, c'est de la vapeur d'eau qui se condense sur un corps froid. On aspire de l'air et on expire de la vapeur.

— Nous allons voir s'il n'y a pas autre chose. Remplissons ce verre à moitié d'eau de chaux très-limpide, et soufflez avec ce tube de l'air de vos poumons; seulement ayez bien soin que ce soit de l'air respiré tout à fait, et non pas de l'air aspiré seulement par le nez.

— Voilà l'eau qui blanchit; j'en étais sûr.

— Maintenant faites blanchir aussi celle que j'ai mise dans cet autre verre.

— Volontiers... Bon! celle-ci rougit maintenant. J'ai pourtant bien soufflé de même.

— Oui; mais, moi, j'avais préparé l'eau différemment. L'eau que je viens de vous donner en dernier lieu était limpide, il est vrai; mais vous auriez pu remarquer peut-être une petite teinte bleuâtre...

— Je comprends, vous aviez mis du tournesol dans une grande quantité d'eau. L'acide l'a fait rougir. Il est bien sûr que le gaz que j'expire est un acide, et encore, c'est l'acide qui fait blanchir l'eau de chaux.

— Maintenant soufflez avec ce tube dans cette cloche pleine de mercure, jusqu'à ce que le mercure ait été remplacé par le gaz de vos poumons....

— Voilà qui est fait.

— Bien. Essayons maintenant d'y introduire une allumette enflammée.

— La voilà éteinte. Vous voulez dire par là qu'il n'y a plus d'oxygène?

— Précisément. Comme les qualités de l'azote sont négatives, et, par conséquent, moins saillantes, nous ne constaterons pas sa présence. Il vous suffira de savoir que l'azote ne varie presque pas en quantité, d'après les expériences les plus exactes.

— Je voudrais bien savoir comment l'oxygène a été chercher du charbon dans les poumons pour former de l'acide carbonique.

— C'est le sang qui lui en a fourni. Le sang est une espèce de chair liquide qui porte la vie jusqu'aux extrémités du corps par des vaisseaux qu'on nomme artères; il laisse sur tout son passage quelques-uns de ses éléments, et il revient au cœur par les veines. Alors ses principes constituants ne sont plus les mêmes; il est plus chargé de carbone; il est plus brun; il n'est plus propre au même usage; avant de recommencer son trajet, il faut qu'une certaine quantité d'air rétablisse l'é-

quilibre de ses éléments. C'est pour cela que les poumons sont faits. Vous pouvez considérer les poumons comme une espèce d'éponge dans laquelle le sang se divise à l'infini pour se trouver en contact avec l'air qui est attiré par la respiration.

— Il se fait donc dans les poumons une espèce de combustion.

— Il faut bien qu'il y ait quelque chose comme cela ; car où prendrions-nous la chaleur du corps? A quelque degré de froid que descende le thermomètre, notre corps marque toujours 35 degrés au-dessus de 0.

— Excepté quand nous grelottons, sans doute ?

— Toujours. Quand il fait froid, notre enveloppe, notre peau se resserre ; elle devient plus mauvais conducteur de la chaleur au dehors; elle ne laisse pas échapper autant de gaz, autant de vapeur à travers son tissu. Quand il fait chaud, la peau se dilate ; elle laisse passer la sueur, vapeur qui, pour se former, a besoin d'une grande quantité de calorique latent.

— De sorte que notre chaleur se trouve toujours bien réglée. C'est admirable !

— La création est pleine d'une infinité de choses aussi admirables, et quand on pense que le dernier des insectes est aussi bien pourvu que nous de tous les instruments de vie que nous possédons, il y a là de quoi nous confondre et nous faire paraître bien petits en face de Celui qui nous a faits tous du même limon.

— De sorte que la respiration n'est qu'une combustion opérée dans le but de refaire le sang et de conserver notre chaleur.

— Il paraît bien que la réaction ne s'opère pas aussi simplement que je vous l'ai dit tout à l'heure et que le pensait Lavoisier. Edwards, au moyen d'expériences

plus rigoureuses, a constaté que l'oxygène et l'azote respirés étaient entraînés avec le sang, que l'acide carbonique expiré n'était pas formé instantanément dans les poumons, mais dans les vaisseaux par où le sang coule; enfin, que les combinaisons qui ont lieu s'opèrent non dans les poumons, mais par tout le corps. Dulong et Despretz ont prouvé que les 9/10 de la chaleur étaient fournis par la respiration, et le reste par d'autres réactions chimiques opérées pendant la digestion, et par quelques autres causes. Comme un examen plus approfondi de cette matière nous entraînerait trop loin de notre but, nous allons passer à d'autres composés du charbon.

Le charbon se trouve uni dans la nature à l'hydrogène dans un assez grand nombre de cas. Il forme des composés très-différents les uns des autres par leur apparence physique, mais qui se ressemblent tous par leurs éléments et souvent par la proportion de leurs éléments. Ces corps sont pour les chimistes des carbures d'hydrogène.

C'est ici le moment de vous faire remarquer une autre règle de langage chimique.

— Oui, je me doutais bien que cette terminaison en *ure,* que je viens de remarquer, tenait à quelque règle que je ne connais pas encore.

— Les composés en *ure* sont des composés formés de deux éléments...

— Comme les oxydes?

— Oui, avec cette différence que l'oxygène ne fait jamais partie des composés en *ure*, pendant qu'il fait partie des oxydes proprement dits. Voici toute la règle. Le composé de carbone et d'hydrogène s'appelle *carbure d'hydrogène;* le composé de carbone et de fer

se nomme *carbure de fer*, Le composé de chlore et de sodium...

— Chlorure de sodium...

— Bien. Revenons à nos carbures d'hydrogène. Ces composés sont tous végétaux, ou ont une origine organique. Je vous citerai le caoutchouc ou gomme élastique qui sert à faire des balles, l'essence de térébenthine, le gaz d'éclairage, l'huile de rose, l'essence de citron, etc.

— On ne peut donc plus en croire ses yeux, s'il y a tant de corps qui se ressemblent si peu, et qui sont formés des mêmes éléments ?

— La chimie végétale est riche en faits de cette nature, et dans la partie dont nous nous occupons, nous avons trouvé déjà un exemple bien frappant non-seulement de corps composés des mêmes éléments, mais encore des mêmes proportions de ces éléments.

— Voulez-vous parler du diamant, qui a la même composition chimique que le charbon ?

— Précisément. Les corps ainsi composés se nomment en chimie corps *isomères*.

— Ainsi les corps isomères ne se distinguent que parce que leurs molécules ne sont pas semblablement disposées ?

— Pas autrement. Nous ne commencerons pas l'histoire de tous les carbures d'hydrogène; ceci est du domaine de la chimie organique, puisqu'ils sont fournis par les végétaux. Cependant nous ferons connaissance avec deux d'entre eux qui sont toujours à l'état de gaz : le premier se nomme proto-carbure d'hydrogène ou hydrogène proto-carboné; le second se nomme deuto-carbure d'hydrogène ou hydrogène bi-carboné, deuto-carboné.

— Celui-ci contient probablement le double de charbon.

— Sans doute ; son nom l'indique assez.

Je ne vous dirai que quelques mots du premier de ces gaz (1). Il s'élève souvent des marais, surtout pendant l'automne ; quelquefois il s'allume spontanément au moyen d'un autre gaz, l'hydrogène per-phosphoré. Il est la cause des *feux-follets*, des *ardents*, qui effraient tant les ignorants, et qui leur font croire, aux approches de la nuit, qu'un mauvais génie s'attache à leur poursuite.

— On raconte de singulières histoires d'*ardents* ! Pour moi, je n'ai jamais voulu croire à ces histoires-là. J'ai toujours soutenu qu'elles étaient absurdes.

— Pourquoi ? Il est aussi ridicule de nier sans motif que d'affirmer sans sujet. Il ne fallait ni nier ni croire, soit dit en passant ; il fallait apprendre. On n'a le droit d'avoir une opinion que lorsque cette opinion est appuyée sur la raison. Vous avez entendu parler aussi de *fontaines ardentes*, de *rivières inflammables*, vous n'y avez pas cru non plus ; cependant ces phénomènes n'ont rien de surprenant. Les rivières inflammables, comme les fontaines ardentes, peuvent exister ; seulement l'origine surnaturelle est ridicule. L'hydrogène carboné est surtout connu des mineurs sous le nom de *grisou*.

— C'est ce gaz qui se dégage des mines de houille, et qui tue les hommes en s'enflammant, quand les lampes des mineurs ne sont pas garnies de toiles métalliques.

(1) On peut le retirer du fond des rivières, étangs, en y remuant la vase avec une perche, et le recueillant dans une bouteille renversée et munie d'un entonnoir. Lorsqu'on veut faire brûler le gaz, on débouche la bouteille qui le contient ; on approche une allumette enflammée, et on verse de l'eau dans la bouteille, jusqu'à ce que celle-ci soit pleine, et que tout le gaz soit chassé.

— C'est celui-là même. Lorsqu'il s'enflamme il se fait un grand vide par la combustion ; l'air arrive aussitôt pour remplir ce vide dans les galeries, avec une force telle, qu'il renverse les mineurs et les écrase contre les murs. Je n'entrerai pas dans de plus grands détails sur le proto-carbure d'hydrogène, ou le gaz hydrogène carboné ; on ne l'obtient jamais pur, et l'on n'en fait d'ailleurs aucun usage.

— Parlez-moi donc de l'hydrogène bi-carboné.

— L'hydrogène bi-carboné doit brûler avec une flamme plus brillante que le proto-carbure ; car, d'après son nom, il renferme le double de charbon ; or vous savez que le charbon mis à nu n'est plus un gaz, et par conséquent qu'il doit briller lorsqu'il brûle ; en effet, c'est le gaz qui sert à l'éclairage. L'hydrogène bi-carboné est connu depuis 1796. On se le procure facilement dans nos laboratoires avec de l'esprit-de-vin, qui peut être considéré comme un composé à parties égales d'hydrogène bi-carboné et d'eau. Pour peu que vous connaissiez un corps très-avide d'eau...

— Vous vous êtes déjà servi d'acide sulfurique dans ce but.

— Eh bien, nous allons nous en servir encore. Je fais bouillir dans une cornue en verre un mélange d'acide sulfurique et d'esprit-de-vin. Dès que le mélange bout, je recueille le gaz dans un flacon ou sous une cloche pleine d'eau, suivant l'usage que j'en veux faire.

La réaction est facile à comprendre ; en voici le tableau :

Esprit-de-vin ou alcool.	hydrogène bi-carboné.	
	eau.	acide sulfurique hydraté.
Acide sulfurique . . .		

Vous pensez bien que le gaz coûterait cher, s'il fallait l'extraire de l'esprit-de-vin; on l'extrait plus communément de la houille. Pour cela, on remplit de ce charbon des cylindres de fonte placés sur un fourneau en briques et armés d'un tube pour conduire les produits de la distillation. On ne recueille pas l'hydrogène bi-carboné pur dans cette opération; il s'y trouve en même temps de l'hydrogène proto-carboné, de l'hydrogène, de l'acide sulfhydrique, que nous connaîtrons bientôt, de l'acide carbonique, du goudron et des sels ammoniacaux, avec une certaine quantité d'une huile infecte qu'on nomme huile empyreumatique. Vous pensez qu'on a besoin de purifier un gaz aussi impur; il éclairerait fort mal.

— Oui, sans doute; l'hydrogène carboné et l'autre éclairent mal; l'acide carbonique n'éclaire pas du tout.

— Si vous joignez à cela que l'acide sulfhydrique est infect autant que l'huile empyreumatique et les sels ammoniaques, vous pourrez juger de l'importance de la dépuration du gaz. D'abord le goudron se sépare de lui-même, par le refroidissement, avec l'huile empyreumatique. Vous savez comment on peut se débarrasser de l'acide carbonique?

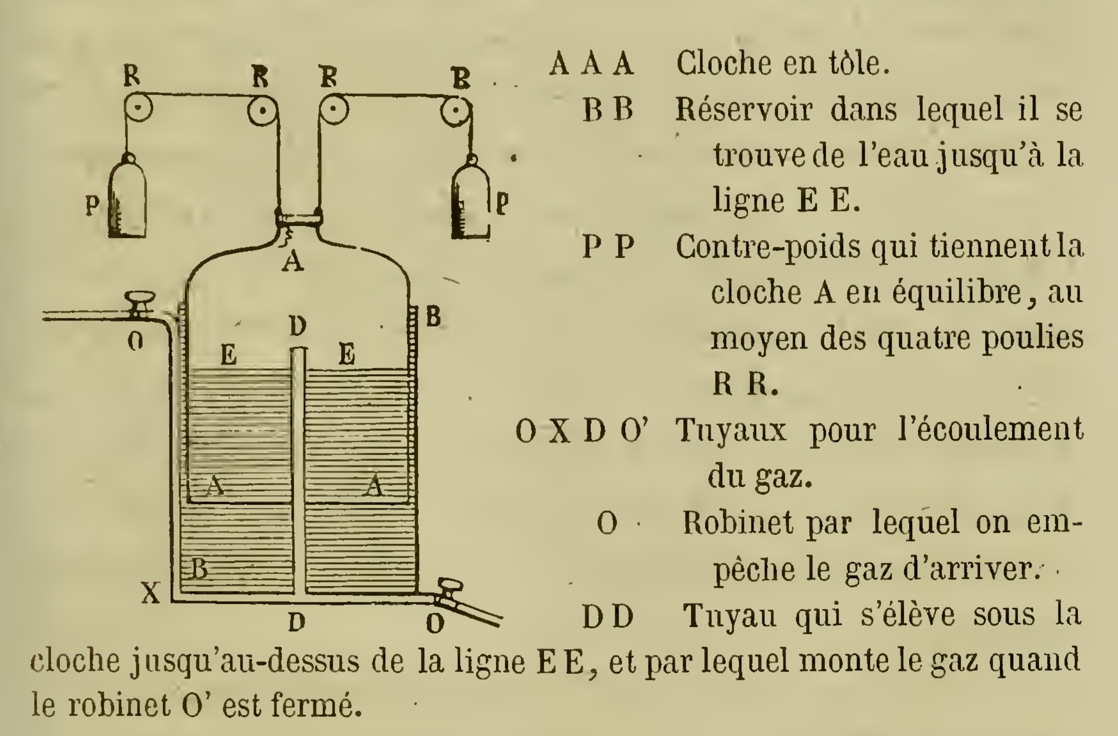
— Je sais seulement comment on le trouve.

— Vous le trouvez dans la craie, qui est formée d'acide carbonique et de chaux...

— J'y suis... : en lui présentant de la chaux ou d'autres oxydes dont il est avide, on parvient à s'en débarrasser.

— C'est précisément avec de la chaux qu'on fixe l'acide carbonique; les sels ammoniacaux sont tous extrêmement solubles dans l'eau, ainsi que l'acide sulfhydrique; il faut donc, pour s'en débarrasser, faire en

sorte que le gaz traverse une masse d'eau. Vous voyez que les manipulations se réduisent à trois : laver le gaz, le refroidir, lui faire traverser de la chaux. Lorsqu'on a forcé le gaz à traverser une couche d'eau et plusieurs couches de chaux, après l'avoir refroidi pour séparer le goudron, il se rend sous une cloche en tôle, placée dans un réservoir, et qu'on appelle gazomètre.



A A A Cloche en tôle.
B B Réservoir dans lequel il se trouve de l'eau jusqu'à la ligne E E.
P P Contre-poids qui tiennent la cloche A en équilibre, au moyen des quatre poulies R R.
O X D O' Tuyaux pour l'écoulement du gaz.
O Robinet par lequel on empêche le gaz d'arriver.
D D Tuyau qui s'élève sous la cloche jusqu'au-dessus de la ligne E E, et par lequel monte le gaz quand le robinet O' est fermé.

Le gazomètre ne sert pas seulement à recevoir le gaz, il sert à régler la pression, c'est-à-dire à augmenter ou diminuer la force avec laquelle le gaz doit être lancé dans les tuyaux. A cet effet, il y a deux contre-poids qui sont destinés à faire équilibre à la cloche, afin que la plus faible pression de gaz puisse la faire monter. Lorsque le gaz arrive en abondance, et qu'il ne trouve pas d'issue par le robinet O, il faut bien qu'il monte sous la cloche au-dessus de l'eau du bassin. Il est facile de comprendre que, si l'on ôte l'un ou plusieurs des poids qui sont en P, l'équilibre n'existera plus, et la cloche appuyant sur le gaz le foulera vers le bec, avec une pression rigoureusement relative aux poids ôtés. Il y a

dans les usines ou à chaque bec un *compteur* qui indique, par une aiguille que fait mouvoir le mouvement même du gaz, la quantité brûlée. L'éclairage au gaz est en grande voie de prospérité en France, mais depuis 1818 seulement; cependant l'inventeur de ce système, Lebon, avait publié sa découverte dès l'année 1800. Les Français, comme toujours en pareil cas, accueillirent froidement ses thermolampes. Les Anglais, mieux avisés, profitèrent de la découverte du Français, et se l'attribuèrent à eux-mêmes. Ils perfectionnèrent si bien, du reste, l'extraction du gaz, que, dès 1805, plusieurs fabriques de Birmingham furent éclairées au gaz. En 1810 fut ouverte, à Londres, la première usine pour l'éclairage public : cette ville possède aujourd'hui plus de 140,000 becs. L'industrie du gaz nous revint, sous forme d'invention anglaise, depuis 1818, et les principales villes de France s'éclairent aujourd'hui par ce moyen.

L'éclairage au gaz est beaucoup plus brillant que l'éclairage à l'huile, et coûte beaucoup moins cher, à clarté égale, lorsqu'une usine construite sagement peut seulement avoir un millier de becs. Aucun des produits de la houille n'est perdu, si ce n'est l'acide sulfhydrique et l'acide carbonique; le charbon calciné ou coke qui reste dans les cylindres ou cornues est employé en partie à chauffer d'autres cylindres; le reste est vendu comme combustible aux particuliers; les eaux ammoniacales se vendent aux fabricants de produits chimiques; nous en verrons bientôt l'usage; l'huile empyreumatique est employée à dissoudre le caoutchouc dont on veut imprégner les tissus pour les rendre imperméables; le goudron sert à la préparation des mastics bitumineux, avec lesquels on pave des trottoirs, des

terrasses, etc... Les Anglais s'en servent pour enduire les navires; en le mêlant à la résine, on peut en extraire de nouveaux gaz d'éclairage en le distillant, ou du noir de fumée en le brûlant. Cet heureux emploi des produits de la distillation de la houille explique la préférence qu'on lui donne généralement sur d'autres corps, qui paraissent présenter quelques avantages. Ainsi l'huile, projetée en petits filets, dans une cornue rouge de feu, et contenant du coke pour multiplier la *surface de chauffe,* est bien plus commode à décomposer, parce qu'étant plus pure, elle ne donne lieu à la naissance ni de sels ammoniacaux, ni d'acide sulfhydrique. Les huiles de graines contiennent, à poids égal, quatre fois autant de gaz que la houille et ne fournissent pas de goudron. Le gaz extrait de l'huile tient bien moins de place que le gaz de houille : il faut par heure et par bec 140 litres de gaz de houille; il n'en faut que 54 de gaz d'huile.

M. d'Arcet fait servir à la fabrication du gaz les eaux de savons sales, que laissent perdre les fabricants de draps. Le savon est un sel, dans lequel une huile joue le rôle d'acide. En remplaçant l'huile par l'acide sulfurique, celle-ci reste libre.

Savon.	huile.	
	potasse ou soude.	sulfate de potasse ou de soude.
Acide sulfurique.		

— Vous n'avez pas besoin de m'expliquer cette légende; je la comprends fort bien : la potasse ou la soude sont des oxydes, et l'acide sulfurique a plus d'affinité pour eux que l'huile. Alors l'huile est obligée de lâcher prise.

— C'est cela même. Je n'aurai pas besoin de vous

expliquer non plus pourquoi, dans les fabriques de drap, on fait servir à la production du gaz les débourrades de cardes, quand je vous aurai dit que la laine qu'on emploie est une substance grasse, imprégnée d'huile.

Suivant M. Péclet, à lumière égale, l'éclairage coûte par heure,

à la chandelle des 6.	9 c. $\frac{4}{5}$
— — — des 8.	12
à la bougie de cire.	24 $\frac{3}{5}$
à l'huile, dans les meilleures lampes. . . .	5 $\frac{4}{5}$
au gaz de l'huile ou de la houille.	3 $\frac{9}{10}$

Vous savez que le gaz se distribue chez les consommateurs au moyen de tuyaux en fonte qui circulent sous les rues. Pour éviter les frais énormes de ces tuyaux, on a cherché à transporter le gaz à domicile comme toute autre denrée, en le comprimant dans des appareils assez compliqués. Je ne connais pas d'appareil de ce genre qui ait complétement réussi, à cause de la difficulté de régler la sortie du gaz. On a aussi cherché à distribuer le gaz chez les consommateurs, en leur faisant faire chez eux de petits gazomètres qu'on remplit chaque jour. Ce système a quelques avantages; mais l'embarras du gazomètre et la place qu'il tient font que ce mode n'a pas acquis la popularité qu'on lui promettait. On s'occupe beaucoup aujourd'hui de perfectionner l'éclairage.

— Oui, j'ai entendu parler d'un gaz qui, placé sur un clocher, éclairerait toute une ville.

— Les beaux projets ne manquent pas; mais l'application est difficile. On produit dans les laboratoires une lumière qui ressemble beaucoup à celle des étoiles, en projetant un courant d'hydrogène et un courant d'oxy-

gène sur de la chaux. Une autre invention qui donne une très-belle lumière consiste à projeter sur la flamme de l'essence de térébenthine un filet d'oxygène, qui consume le charbon que cette essence laisse dégager sans le brûler. J'ai vu un échantillon de ce gaz d'éclairage, que l'auteur nomme gaz sidéral : l'essai avait lieu dans une salle de quarante mètres ; le bec de gaz, placé à une extrémité de la salle, éclairait l'autre, et permettait de lire avec la plus grande facilité. Il paraît que la sortie du gaz est difficile à régler, et qu'on arrivera difficilement à un résultat pratique ; néanmoins on peut être persuadé que l'éclairage est encore bien loin de la perfection, quelques progrès qu'il ait faits depuis que la chimie est devenue une science.

— Vous avez comparé un bec de gaz à une chandelle, à un bec de lampe, etc. Comment peut-on apprécier la différence de lumière?

— Rien de plus facile. Fermons les volets, nous allons comparer la lumière de cette lampe à la lumière d'une chandelle. Allez me fixer cette lame de couteau entre les deux planches de cette porte... Non, pas si droit que cela...; inclinez-la un peu vers la terre. C'est bien. Maintenant collez ce feuillet de je ne sais quel livre entre la lame et la porte... Très-bien. Ne voyez-vous pas sur le feuillet du livre l'ombre de la lame? Vous voyez bien aussi que l'ombre augmente ou diminue d'intensité, suivant que j'avance ou que je recule la lampe. Vous voyez également bien que le même effet se produit, si j'augmente ou si je diminue la lumière de la lampe.

— Je vois tout cela.

— Maintenant je laisse la lampe à une distance telle, que l'ombre projetée par la lame est très-nette, et j'al-

lume une chandelle. La chandelle aura aussi son ombre sur le papier. Vous ne chercherez pas longtemps pour trouver la place que cette chandelle doit occuper, afin que les deux ombres soient également intenses; et à l'œil vous jugerez assez bien cette intensité pour qu'un petit changement de place soit très-appréciable.

— Je comprends. Puisqu'à cette distance de la lame la chandelle et la lampe forment avec la lame une ombre égale, la différence de distance devra indiquer la différence de clarté.

— C'est cela; vous voyez que le moyen est facile et le résultat évident; c'est par cette expérience que nous finirons l'étude du charbon et de ses composés avec les éléments que nous connaissons.

— Si tous les éléments sont aussi longs à étudier, je ne risque rien de revenir tous les jours.

— Plus vous serez assidu, plus vous vous instruirez, parce que je pourrai entrer avec vous dans de plus longs détails et faire plus d'expériences; toutefois il faut dire que nous avons vu, sinon les plus curieux, du moins les plus importants des éléments, et que jusqu'ici nos leçons ont été surchargées de principes qui ne nous arrêteront plus.

A demain l'étude du soufre et de ses composés. »

ENTRETIEN VII

Soufre. — Acide sulfureux. — Traitement des maladies par l'acide sulfureux. — Blanchiment de la soie et de la laine. — Décoloration des fleurs. — Soufrage des tonneaux. — Importance de l'acide sulfurique. — Lavoisier. — Fabrication et propriétés de l'acide sulfurique. — De l'acide sulfhydrique. — Cause de la mauvaise odeur des animaux morts. — Dangers de l'acide sulfhydrique. — Utilité de cet acide en chimie, en médecine.

« J'ai hâte, dit Paul, le lendemain, en entrant dans le laboratoire, de faire connaissance avec le soufre, surtout à cause de l'acide sulfurique, dont nous nous sommes déjà servis sans le connaître.

— Je suis sûr, répondit M. Desfourneaux, que l'étude du soufre vous intéressera, bien que ses usages soient moins multipliés que ceux des éléments que nous avons examinés jusqu'ici, et qu'il soit moins curieux en apparence que le phosphore, le chlore, etc., que nous étudierons bientôt.

Vous connaissez déjà bien l'emploi du soufre dans les allumettes; par conséquent, vous savez que ce corps est très-inflammable; car c'est à cette propriété qu'il doit l'usage qu'on en fait dans ce cas. Une étincelle de feu tirée du briquet par le choc n'enflammerait pas le bois, mais elle enflamme l'amadou; l'amadou, non plus, n'enflammerait pas le bois, mais il enflamme le soufre, et le soufre enflamme le bois.

Malgré les perfectionnements nombreux de l'industrie

des briquets, le soufre n'est pas détrôné, car il sert dans presque tous les systèmes. Il n'y a peut-être que le briquet *hydroplatinique* qui n'en ait pas besoin.

Nous n'avons à nous occuper ici que du premier genre de briquet, celui qui donne le feu par le choc d'un morceau d'acier contre un caillou. On a généralement la plus fausse idée de la production du feu dans cette circonstance : on se figure que le feu vient du caillou, et que l'acier le fait jaillir. Il n'en est rien pourtant, et, d'après ce que vous savez déjà, vous vous expliquerez facilement la réaction qui s'opère. Lorsque l'on frappe l'acier contre le silex, qui est un corps très-dur, il s'en détache, par le choc, de petites parcelles. Or vous savez que le frottement échauffe considérablement les corps ; vous savez aussi que les corps très-divisés sont très-inflammables. Il ne vous en faut pas davantage pour comprendre que les petites parcelles d'acier échauffées s'enflamment au contact de l'air et produisent des étincelles.

— C'est-à-dire que l'oxygène de l'air s'unit à l'acier pour faire de l'oxyde d'acier... : dit-on cela?

— Non, parce que l'acier n'est pas tout à fait un corps simple, comme nous le verrons bientôt. Il se forme de l'oxyde de fer. L'acier enflammé tombe sur l'amadou, qui est un corps très-sec et très-poreux.

— De quoi est composée l'amadou?

— C'est une espèce de champignon qui croît sur les vieux chênes. On le coupe par tranches ; on le dessèche, on le bat pour l'amollir et l'étendre, puis on le trempe dans une dissolution de salpêtre ; l'eau s'évapore, le salpêtre reste, et l'amadou devient plus inflammable.

— Il faut que le soufre ne soit pas cher, car les allumettes coûtent bien bon marché ; il y a, en outre, le

bois et la main-d'œuvre pour le tailler en si petits morceaux.

— La main-d'œuvre dans les allumettes est bien peu de chose. Les ouvriers ont pour les tailler une espèce de grand couteau au moyen duquel ils débitent jusqu'à cinq à six mille allumettes par heure; on a construit des machines qui peuvent en débiter soixante mille. Les allumettes ainsi débitées sont mises en paquets; on trempe le bout dans le soufre, et tout est terminé. Du reste, le soufre est en si grande abondance dans tous les pays volcaniques, qu'on néglige de l'extraire dans beaucoup d'endroits. C'est la Sicile qui fournit à la consommation de presque toute l'Europe; il y a dans cette île des plaines entières de soufre presque pur.

On fait subir au soufre, auprès des *solfatares*, une première épuration grossière; comme il est volatil et qu'on le trouve mêlé à des terres qui ne le sont pas, la distillation suffit pour l'épurer. Lorsqu'il est arrivé en France, on lui fait subir une autre distillation: on fait passer la vapeur du soufre chauffé dans des chambres ou caisses revêtues de plomb. Si la distillation est lente et la chambre grande, la vapeur va se condenser contre les parois revêtues de plomb, sous forme de poussière; c'est ce qui constitue la fleur de soufre du commerce. Si la distillation est poussée avec activité, la vapeur condensée contre les parois retombe liquide sur le sol, et coule de là dans des moules où le soufre prend la forme de cylindre. C'est le soufre en *canon*.

Vous avez vu sans doute déjà plus d'une fois du soufre en bâton; mais vous n'avez assurément pas constaté un fait assez curieux. Prenez ce bâton dans votre main; fermez la main, et écoutez bien.

— C'est singulier comme ce bâton craque!

— Si vous aviez plus chaud, il se casserait sans doute tout à fait. Cela tient à ce que les parcelles de soufre ont peu d'adhérence, et en outre à ce que cet élément conduit très-mal la chaleur. Ce même effet se produit sur le charbon qu'on allume. La chaleur dilate certaines parties, tandis que celles qui restent froides n'éprouvant pas cette même dilatation, il se fait une scission violente. C'est cette différence de dilatation qui fait casser sur le feu les vases faits de matières souvent fort dures, mais qui n'ont pas entre elles une grande adhérence. Le verre en offre un exemple bien frappant. On croit généralement que le verre et la porcelaine ne vont pas au feu ; vous m'avez vu néanmoins faire bouillir de l'eau ou d'autres substances dans des cornues en verre; vous m'avez vu faire fondre du verre pour étirer des tubes ; je me servirais de même de vases en porcelaine. Il est vrai, cependant, que ces vases se cassent souvent au feu. Mais la raison est qu'on les chauffe brusquement ou inégalement, ou enfin qu'ils ne sont pas partout d'une même épaisseur.

Revenons aux usages du soufre : le soufre est employé dans l'industrie pour sceller les métaux dans la pierre ; il entre dans la composition de la poudre à canon et des poudres d'artifice : nous nous occuperons dans quelques jours de ces composés. La médecine tire un assez grand parti du soufre ; enfin, on en fait des médailles, en profitant d'une propriété assez singulière que je vais vous expliquer.

Le soufre fond à 108° ; il forme un liquide jaune citron, très-fluide ; il cristallise par le refroidissement lent en belles aiguilles transparentes. Si, au lieu de laisser refroidir le soufre quand il est fondu, vous le chauffez progressivement jusqu'à 220°, il s'épaissit en

se colorant en rouge ; mais, depuis 250° jusqu'à 400° (point d'ébullition de ce corps), il reprend sa liquidité, tout en conservant sa couleur rouge. Refroidi par degrés, il reprend la couleur jaune, et l'on peut répéter tant qu'on veut cette expérience ; ce qui prouve que ce changement d'état n'est pas dû à une décomposition. Lorsque le soufre épaissi est jeté subitement dans l'eau, il reste mou, transparent et rouge : on peut alors le tirer en fils aussi fins qu'un cheveu.

C'est avec le soufre rouge que les modeleurs et les graveurs prennent l'empreinte de monnaies ou de médailles. Voici une médaille de bronze bien propre : j'ai passé dessus un peu d'huile avec un petit pinceau ; je coule sur les deux faces alternativement une couche de plâtre très-fin et gâché bien clair pour qu'il puisse prendre toutes les sinuosités de la médaille. J'obtiens ainsi deux moules que je réunis, en limant ce qu'il y a de trop, quand le plâtre est bien sec. Je ménage un trou par lequel j'introduis du soufre liquide qui prend parfaitement l'empreinte de la médaille. Vous voyez déjà la forme ; dans quelques instants vous aurez une médaille très-exacte. C'est ainsi que sont faites les médailles à bon marché, qui simulent plus ou moins le bronze.

— Puis-je faire des pièces de cent sous en soufre ?

— Certainement ; je vous apprendrai même à les argenter quand nous nous occuperons de l'argent. Mais cette petite industrie nous a occupés assez longtemps aujourd'hui ; ne nous écartons pas de l'histoire du soufre. L'état dans lequel le soufre est le plus utile et le plus intéressant, c'est l'état d'acide.

— C'est-à-dire quand il est uni à l'oxygène, n'est-ce pas ?

— Oui. Mais il y a encore un autre acide formé avec le soufre, et dans lequel l'oxygène n'entre pour rien, c'est l'acide sulfhydrique.

— J'en ai déjà entendu parler, mais je ne me rends pas compte de son nom.

— Vous vous en rendriez mieux compte, sans doute, si je l'appelais sulfure d'hydrogène ou hydrogène sulfuré. Mais on est convenu de donner le nom d'acide aux composés en *ure* qui jouent le rôle d'acide. Dans ce cas, pour les distinguer des oxacydes ou acides de l'oxygène, on compose leur nom avec le nom de leurs deux éléments en nommant le premier celui qui acidifie l'autre.

— Acide sulfhydrique veut donc dire acide dans lequel le soufre acidifie l'hydrogène.

— C'est cela. Avant qu'on connût les règles d'acidification des corps, on croyait que l'hydrogène, qui se retrouve dans tous ces acides, était le principe acidifiant; aussi les appelait-on hydracides, d'où l'acide qui nous occupe prenait le nom d'hydro-sulfurique. C'est une erreur dont les preuves seraient aujourd'hui prématurées. Commençons par les oxacides du soufre. Il y en a deux.

— En ce cas le moins oxygéné sera en *eux* et le plus oxygéné sera en *ique,* suivant la règle : acide sulfureux, acide sulfurique.

— Très-bien. Vous connaissez à son odeur l'acide sulfureux. Quand le soufre brûle à l'air, il s'unit à une portion d'oxygène.

— Pourquoi n'en prend-il pas tout de suite le double? Il deviendrait d'un seul coup acide sulfurique.

— L'union intime des atomes des corps est sollicitée, à ce que nous croyons, par leurs dispositions électri-

ques, mais les tendances électriques des atomes échappent encore à nos investigations; nous sommes obligés de nous contenter d'enregistrer les effets. Tout ce que nous pouvons dire, ce que vous savez déjà, c'est que l'acide sulfurique a une tendance extraordinaire pour l'eau, et que sans eau il ne se forme que très-difficilement. Du reste, c'est de l'acide sulfurique qu'on se sert pour faire de l'acide sulfureux dans nos laboratoires. Devinez-vous comment?

— Il me semble qu'il faut présenter à cet acide un corps très-avide d'oxygène... Si ce corps ne lui en prenait qu'une moitié, il nous resterait de l'acide sulfureux.

— C'est très-bien. Ne connaîtriez-vous pas un corps qui serait avide d'oxygène?

— J'en connais bien un, l'hydrogène; mais l'hydrogène ne s'empare de l'oxygène qu'à la chaleur rouge; je ne crois pas qu'il s'oxyde lentement.

— D'ailleurs il y aurait un petit inconvénient: le résultat serait de l'eau, et en présence de l'eau, pour laquelle il a une grande affinité, l'acide sulfurique aurait bien de la peine à se décomposer. En connaissez-vous un autre?

— Il y a le charbon. Le charbon chauffé avec l'acide sulfurique lui ôterait peut-être de son oxygène; mais il y a aussi un inconvénient: le résultat est de l'acide carbonique, qui est aussi un gaz; il resterait mêlé à l'acide sulfureux... Après cela, il y a un moyen de les séparer, pourvu que l'acide sulfureux ne soit pas avide de chaux. C'est de faire passer les deux gaz à travers de l'eau de chaux; l'acide carbonique se combinera bien certainement avec la chaux, pour laquelle il a beaucoup d'affinité.

— Mais l'acide sulfureux se dissoudra dans l'eau, car l'eau en absorbe quarante-trois fois son volume.

— S'il vous était égal alors d'avoir l'acide sulfureux dans l'eau, je pourrais peut-être vous en fournir avec du charbon; car l'acide carbonique n'a pas, je crois, une grande affinité pour l'eau. Il faut le faire entrer dans l'eau à coups de pompe, et il fait sauter les bouchons et casser les bouteilles, je m'en souviens bien.

— Eh bien, mon ami, vous avez deviné le procédé suivi dans les laboratoires pour se procurer l'acide sulfureux dissous dans l'eau. Vous voyez que la chimie n'est pas une science inabordable, et que, malgré la bizarrerie apparente des phénomènes, il y a des règles très-simples qui peuvent toujours nous guider, et qui sont assez faciles à connaître.

— Il est très-intéressant de deviner ainsi un résultat qui se trouve confirmé par l'expérience.

— Si vous vous étiez souvenu d'un moyen que nous avons employé pour ôter à l'air son oxygène, vous auriez pu l'appliquer ici. Il est vrai que vous ne connaissez pas bien le métal que nous avons employé...

— Je sais; c'est le mercure. Ce métal s'oxyde facilement, à ce qu'il paraît, peut-être parce qu'il est liquide. L'oxyde est une poussière rouge.

— Très-bien. L'acide sulfurique chauffé avec du mercure oxyde le métal et se change en acide sulfureux. J'ai fait chauffer légèrement de l'acide et du mercure dans cette cornue en verre, et je recueille sur du mercure dans une cloche le gaz qui en résulte; vous pouvez le reconnaître à son odeur pour de l'acide sulfureux. Ce gaz se liquéfie à — 20° (1); une pression un peu forte

(1) On exprime souvent les degrés au-dessous de zéro en mettant le mot *moins* devant le nombre, et les degrés au-dessus en mettant *plus*. Lorsqu'on

suffit pour le liquéfier de même. Le froid produit par l'évaporation de ce liquide est mis à contribution pour liquéfier d'autres gaz qu'on croyait permanents, c'est-à-dire incapables de prendre un autre état que celui de gaz. J'ai liquéfié dans ce flacon entouré de glace une certaine quantité d'acide sulfureux, en produisant un froid artificiel de — 20°; si je verse dans une capsule où il y a du mercure ce gaz liquéfié, le mercure gèlera bientôt, comme vous allez voir. Je mets la capsule sur la fenêtre, pour que le courant d'air entraîne le gaz sans que j'en sois incommodé. Voilà un métal solide. Ces résultats ont fait croire à bien des chimistes que l'état naturel des corps dépend uniquement de la température et de la pression atmosphérique.

L'acide sulfureux s'emploie dans les hôpitaux par la combustion du soufre. On s'en sert pour guérir les maladies de peau, et surtout la gale : c'est un remède très-prompt et très-sûr. On enferme le malade dans une boîte en bois jusqu'au cou; la tête seule dépasse l'appareil, dans lequel on fait arriver du gaz sulfureux ; ce traitement est si actif, qu'il suffit de dix fumigations pour la guérison complète d'une gale simple. L'acide sulfureux sert encore pour le blanchiment de la soie, de la laine ; car il détruit complétement la plupart des couleurs tirées des végétaux et des animaux, quoiqu'il ait une action moins générale que le charbon, que nous connaissons déjà, et que le chlore, que nous connaîtrons bientôt. Son emploi est très-commode, et donne du *cri*

écrit, *plus* s'exprime par une petite croix comme en arithmétique (+), et *moins* par un petit trait horizontal (—).

Nous dirons donc que l'acide sulfureux se liquéfie à *moins vingt* (—20). Dans cet état, il forme un liquide incolore, très-volatil, qui bout à *moins dix* (—10). Le froid qui se manifeste par son ébullition abaisse le thermomètre à *moins cinquante-sept* (—57).

ou du *maniement* à la soie. On appelle ainsi une certaine élasticité perceptible au toucher et un frémissement sensible à l'ouïe qui distingue très-bien la soie préparée de celle qui ne l'est pas.

— Comment blanchit-on la soie?

— Rien n'est plus facile. On la mouille et on l'étend dans une chambre dont on mastique bien les fissures; puis on dépose au milieu de la pièce un réchaud plein de soufre enflammé. Au bout de vingt-quatre heures l'opération est terminée : l'acide sulfureux s'est porté sur la soie mouillée, et l'a totalement décolorée.

Je ne vous parle pas de la réaction qui s'opère alors. Les opinions varient; et vous avez trop de choses certaines à apprendre pour que j'embarrasse votre mémoire de systèmes douteux.

— Je vois que l'acide sulfureux ne manque pas d'applications.

— Vous comprenez sans peine qu'il y a beaucoup d'applications dont je ne vous parle pas. Voici une rose et un bouquet de violettes; nous allons en faire une rose blanche, de la violette pâle, en les exposant aux vapeurs du soufre. Les bonnes ménagères sont très-mécontentes lorsque leur linge de table, taché de fruits, revient tout maculé de la lessive; qu'elles l'exposent à l'action du gaz, et la tache disparaîtra.

Terminons en ajoutant que c'est avec l'acide sulfureux qu'on blanchit les pailles dont on fait les chapeaux, qu'on purifie les lieux remplis de miasmes putrides, qu'on désinfecte les couvertures, matelas, habits de malades. C'est encore l'acide sulfureux qui, lorsqu'on soufre les tonneaux, leur donne la propriété de conserver le vin, en empêchant les liqueurs de devenir acides. Vous savez enfin que la combustion du soufre,

en répandant des flots d'acide sulfureux dans les cheminées incendiées, arrête les progrès du feu.

— L'acide sulfurique est-il aussi intéressant à connaître ?

— Il est beaucoup plus important encore ; vous devez vous en apercevoir, car il n'y a guère de jour que nous ne nous en servions, et il en est de même dans les arts et l'industrie. Il sert à la fabrication de presque tous les autres acides, et il n'y a pas d'opération manufacturière qui ne tire quelque avantage de ce corps. Nous aurons occasion de constater à chaque leçon ses nombreux emplois : c'est le réactif par excellence ; les premiers progrès des arts datent de sa découverte.

— Il est donc nouvellement découvert?

— Mon ami, tous les progrès ne datent pas de notre époque, quoique l'étude des sciences naturelles les ait singulièrement multipliés. Il ne faut pas être injuste envers nos pères, qui ont plus de mérite que nous peut-être, parce qu'ils avaient des instruments moins bons, et qui, du reste, ont fait au moins aussi bien que nous ce qu'ils étaient à portée de faire. L'acide sulfurique a été indiqué pour la première fois par un moine alchimiste vers le milieu du xve siècle ; mais il n'a été décrit d'une manière bien complète que cent ans plus tard.

Tous les chimistes s'en occupèrent à partir du xvie siècle ; mais ce n'est que depuis Lavoisier qu'on connaît bien sa formation.

— Nous avons déjà vu, je m'en souviens, que, pour le produire, il fallait de l'humidité et un excès d'oxygène.

— Cet oxygène, on le trouve soit dans l'air, soit dans un oxyde très-chargé d'oxygène, le deutoxyde d'azote,

que l'on fait arriver avec l'acide sulfureux dans une chambre avant d'y introduire de la vapeur d'eau. La réaction néanmoins n'est pas aussi simple qu'on pourrait le croire, et sa complication même m'empêche d'entrer dans des détails que vous apprécieriez difficilement, surtout avant d'avoir étudié l'histoire des composés de l'azote.

— Est-ce qu'on ne pourrait pas prendre, pour former l'acide sulfurique, un oxyde très-oxygéné qui cèderait ce qu'il a de trop à l'acide sulfureux?

— Donnez-moi un exemple.

— Vous m'avez fait extraire l'oxygène d'une poudre noire qu'on appelle oxyde de manganèse; c'est un peroxyde qui abandonne à la chaleur une portion de son oxygène. On pourrait présenter cet oxygène chaud à l'acide sulfureux aussi chaud. S'il arrivait de la vapeur d'eau, que l'acide sulfurique aime beaucoup, cet acide serait disposé sans doute à se former.

— Je ne dis pas le contraire; mais, pour me servir de vos expressions, l'acide sulfurique *aime* beaucoup aussi tous les oxydes métalliques. Il en résulte que trouvant là un oxyde de manganèse, il s'unirait avec lui...

— C'est vrai, pour former avec l'acide sulfurique du sulfate de manganèse.

— Il faudrait ensuite le chasser de cette combinaison nouvelle, chose peu facile; autant vaudrait alors prendre un sulfate tout formé dans la nature et le calciner. C'est ce qu'on a fait pendant longtemps; on a choisi un sulfate assez peu récalcitrant et assez commun, le sulfate de fer; la calcination mettait l'acide en liberté. Au commencement du XVIIe siècle, on s'aperçut qu'en brûlant du soufre dans un vase humide, il se formait de l'acide sulfurique; ce moyen parut bientôt plus économique,

et pour activer la combustion on mêla du nitre (azotate de potasse) avec le soufre. Ce procédé fit tomber le prix de l'acide sulfurique de 16 francs à 3 francs 50 centimes. On opérait alors dans des ballons de verre qu'on remplaça depuis par de vastes chambres de plomb; aussi, au lieu de 3 francs, il vaut aujourd'hui 20 centimes la livre. L'acide sulfurique formé a besoin, pour les usages du commerce, de perdre une partie de l'eau qu'il contient. On le chauffe donc dans des vases de plomb d'abord, puis dans des vases de platine (on n'a pas le choix des métaux, il les attaque à peu près tous; car il les force de s'oxyder et forme des sulfates avec ces oxydes). L'acide sulfurique pur n'a ni couleur ni odeur : c'est un liquide huileux très-lourd. Si j'en verse une certaine quantité le long des bords d'un verre, il coule au fond comme un sirop, et ne se mêle à l'eau que quand on l'agite; il se dégage alors beaucoup de chaleur.

— J'ai, à ce sujet, une observation à vous faire. Vous me dites ici que l'eau et l'acide sulfurique produisent une grande chaleur.

— Et je le prouve. Touchez ce verre.

— Vous m'avez prouvé aussi que la glace pilée ou la neige, mêlées à l'acide sulfurique, produisaient un froid extrême. Comment arranger cela? Est-ce que vous prouvez à la fois le chaud et le froid?

— Il est facile d'accorder ces deux phénomènes en revenant aux principes. Vous savez que la glace ou la neige ne peut se fondre sans absorber une grande quantité de chaleur qui devient latente.

— Je me souviens de la *chaleur latente*.

— Eh bien, faites liquéfier quatre parties de glace contre une partie d'acide, cette grande quantité de glace

fondant absorbera non-seulement la chaleur qui résultera de l'action chimique, mais encore la chaleur des corps voisins ; il y aura froid, d'autant plus que l'action chimique sera plus faible en présence d'une grande quantité d'eau. Faites maintenant le contraire : mettez quatre parties d'acide en présence d'une seule partie de glace. L'action alors sera beaucoup plus énergique, puisqu'il y aura quatre fois plus d'acide ; par conséquent, la chaleur produite sera plus grande ; cependant il faudra quatre fois moins de chaleur pour fondre la glace.

— Je commence à comprendre.

— Continuons donc l'examen des caractères de l'acide sulfurique : partout où il trouve un métal, il s'efforce de l'oxyder ; partout où il trouve les éléments de l'eau, il en détermine la formation. Voilà ce qui en fait un réactif si énergique et quelquefois si terrible. Aussi l'on dit que l'acide sulfurique détruit tout, brûle tout : vous voyez comment il opère. Je ne puis assez vous dire qu'il faut bien se garder des taches d'acide sulfurique ; il faut toujours avoir un chiffon pour essuyer le flacon dont on se sert. Vous comprenez que l'acide doit être un poison bien violent, s'il faut qu'il prenne à tous les corps les éléments qui lui conviennent. Il opère en détruisant ; par conséquent, avalé par un être animé, il doit le tuer en lui faisant éprouver des douleurs horribles.

Il nous reste à examiner l'acide sulfhydrique. Celui-ci est gazeux ; il a porté d'abord le nom d'*air puant* à cause de son odeur infecte. Vous savez déjà que c'est ce gaz qui donne aux œufs pourris leur détestable odeur. Lorsqu'on veut devenir chimiste, il faut affronter toutes les odeurs ; permettez-moi donc de recueillir sous vos

yeux quelques cloches de ce gaz : vous savez combien j'aime à prouver par les faits ce que j'avance. Je fais une pâte avec deux parties de limaille de fer et une partie de fleur de soufre, en y ajoutant l'eau nécessaire. Je chauffe doucement cette pâte jusqu'à ce qu'elle soit noire ; puis je l'introduis dans une fiole à médecine avec de l'acide sulfurique étendu d'eau, et j'ajoute à la fiole un tube recourbé qui plonge dans le mercure sur lequel je recueille le gaz.

— Il paraît que ce gaz peut se dissoudre dans l'eau, car vous opérez sur le mercure.

— L'eau dissout trois fois son volume de gaz sulfhydrique ; il y a des sources naturelles qui en contiennent en abondance.

— L'eau de Barréges doit en être, car elle a une bien mauvaise odeur.

— Vous ne vous trompez pas. On n'oublie pas l'odeur de ce gaz quand on l'a sentie.

Voici une éprouvette déjà pleine. Constatons les propriétés du gaz : vous sentez son odeur... Il est donc facile de le reconnaître par là. Il rougit le tournesol, c'est donc un acide. Il éteint les corps en combustion ; mais il brûle à l'air, comme vous voyez, avec une flamme qui rappelle celle du soufre. Quand il est bien brûlé, il n'a plus d'odeur infecte.

— Voulez-vous me permettre de vous faire le tableau de la réaction? Il me semble que je la devine bien. La voici :

Fer		oxyde de fer.
Eau	oxygène. .	
	hydrogène.	acide sulfhydrique.
Soufre		

Si l'on allume le gaz, on trouve :

Acide sulfhydrique. .	soufre.	
	hydrogène.	eau.
Air	oxygène.	
	azote.	

Je comprends bien maintenant pourquoi le gaz brûlé n'a plus d'odeur infecte. L'eau n'a pas d'odeur, le soufre non plus, l'azote non plus.

— Vous m'avez interrompu au moment où j'allais vous dire que, si l'acide sulfhydrique brûlant perd son odeur infecte, il contracte cependant une odeur plus ou moins prononcée d'acide sulfureux.

— Ah ! je comprends. Le soufre, en présence de l'hydrogène qui brûle, doit avoir soif d'oxygène ; lorsqu'il peut en trouver, il brûle aussi, et devient de l'acide sulfureux. Mais ce n'est qu'autant que l'hydrogène en a plus qu'il ne lui en faut pour former de l'eau.

— C'est très-bien pour vous. Tous les corps qui contiennent du soufre libre ou combiné produisent, en se décomposant, de l'acide sulfhydrique. Aussi vous me comprendrez maintenant quand je vous dirai que les houilles qui fournissent le gaz d'éclairage le plus infect sont celles qui contiennent le plus de sulfure de fer.

— Sulfure de fer?... soufre et fer..., sans doute; il ne manque pas d'hydrogène dans la houille; à l'aide de la chaleur cet hydrogène se trouve uni souvent au soufre; il se forme de l'acide sulfhydrique. Je commence à comprendre les réactions.

— Eh bien, la plupart des substances organiques contiennent du soufre; les nerfs, les muscles, la matière cérébrale et bien d'autres parties en contiennent. Quand ces substances pourrissent...

— Il se forme de l'hydrogène sulfuré, je vois cela. C'est donc ce gaz qui répand dans les latrines une si mauvaise odeur ?

— Lui-même; c'est lui aussi qui rend infects les animaux morts.

— Pourquoi donc me faites-vous l'histoire de cet horrible acide?

— Mon ami, parce qu'il faut se préserver des dangers qu'il peut nous faire courir, et profiter des services qu'il peut nous rendre.

— Il est donc dangereux, et il ne lui suffit pas d'être dégoûtant?

— Pour tuer un oiseau, il ne faut guère qu'un litre d'acide sur 1,500 litres d'air; il faut un litre sur 1,000 pour tuer un chien, et un litre sur 250 pour abattre un cheval. Faisons passer encore par une épreuve ce pauvre moineau. Je prends un bocal renfermant une certaine quantité d'air; j'y mets le moineau, après y avoir introduit une seule bulle de gaz.

— Pauvre victime! qui tombe comme frappée de la foudre.

— Vous voyez s'il est important que les ouvriers qui travaillent au curage des fosses d'aisance prennent des précautions pour ne pas être asphyxiés.

— Y a-t-il des moyens de combattre ce fléau?

— Un moyen très-simple et très-facile : il suffit de lui opposer un gaz qui n'a pas non plus une excellente odeur, le chlore.

— Je ne connais pas encore celui-là, mais ce doit être un élément.

— Oui. Le chlore, comme le soufre, *brûle,* pour ainsi dire, l'hydrogène et l'acidifie; mais il a bien plus d'affinité pour ce gaz que le soufre. Aussi ravit-il au soufre

tout son hydrogène et fait-il un composé tout semblable, que je n'ai pas besoin de vous nommer.

— Ce ne peut être que l'acide chlorhydrique.

— J'opère ici la réaction. Il y a dans cette cloche, sur le mercure, du gaz sulfhydrique; j'y fais passer quelques gouttes d'eau de chlore. Le mercure remonte, et le gaz disparaît dans l'eau du chlore.

— C'est bien cela : chlore et hydrogène, à la place de soufre et hydrogène. Et l'acide chlorhydrique est meilleur voisin que l'acide sulfhydrique?

— Pas beaucoup; mais il se porte avec une telle violence sur l'eau, qu'il la cherche partout, et se trouve fixé par elle. Nous verrons bientôt son histoire; finissons celle de l'acide sulfhydrique. Cet acide noircit souvent les couverts d'argent aussi bien que le cuivre, le plomb et l'étain, parce que le soufre qu'il contient s'unit volontiers avec les métaux pour former des sulfures.

— Oui, de ces composés binaires qui n'ont pas d'oxygène et qui ne sont pas acides.

— Vous avez bonne mémoire. Il suit de cette décomposition qu'un certain dégagement d'hydrogène sulfuré suffit pour détériorer des dorures ou des lambris peints avec des couleurs métalliques.

— Il me semble que, si l'on ne peut empêcher le dégagement de l'acide, on peut dégager du chlore avec lui?

— Bien imaginé. Il est extrêmement facile, comme vous voyez, de désinfecter l'air des émanations putrides au moyen du chlore. On cherchait autrefois à masquer leur odeur par une odeur plus forte ; c'était un mauvais système; le chlore ne masque pas l'odeur, il en détruit la source.

Je viens de vous dire que l'acide sulfhydrique attaque les métaux et les oxydes métalliques : c'est une qualité précieuse pour le chimiste, auquel il fournit un réactif précieux lorsqu'il est dissous dans l'eau ; nous l'emploierons souvent pour reconnaître la présence d'un métal dans une dissolution. Ce gaz est encore utile en médecine : on emploie sa dissolution en bains ou en boissons dans certains mouvements d'humeurs ; car, quoiqu'il ait une action terrible sur les organes de la respiration, il a souvent une action utile sur les organes de la digestion. Enfin M. Thénard, doyen de la faculté des sciences, a appliqué l'hydrogène sulfuré à la destruction des animaux nuisibles qui se cachent dans des trous : les rats, les renards, les blaireaux, les guêpes, etc.; on examine les trous qui sont fréquentés, et, après avoir bouché tous les autres, on applique à un ou deux seulement une cornue dans laquelle on met les matières propres à former le gaz. L'acide, n'ayant plus d'issue tue, comme la foudre les animaux que recèlent les cavités où s'introduit le gaz. Vous voyez qu'il y a à faire son profit de tout, et qu'il n'y a rien dans la création de si mauvais en apparence dont nous ne puissions tirer parti. »

ENTRETIEN VIII

Du phosphore. — Scène de fantasmagorie. — Cause de l'empire des alchimistes sur leurs adeptes. — Découverte du phosphore. — Des phosphures d'hydrogène.— Expériences.— Précautions avec lesquelles il faut manier le phosphore. — Briquets phosphoriques.

Lorsque Paul entra le lendemain dans le laboratoire, la nuit était venue. Il fut frappé de stupeur et recula de trois pas.

« Entrez, entrez, lui dit M. Desfourneaux, qui le suivait de près. Un chimiste ne doit pas redouter les sortiléges. »

La vue d'objets effrayants et peut-être une odeur d'ail assez repoussante paraissaient clouer à la porte notre jeune chimiste. Cependant il passait pour brave. M. Desfourneaux le poussait légèrement par l'épaule ; l'amour-propre s'en mêla un peu, Paul entra ; M. Desfourneaux le suivit, et la porte fut immédiatement fermée. C'était véritablement un spectacle effrayant et qui aurait pu être dangereux, si M. Desfourneaux n'avait bien connu son élève : les murs de la salle étaient couverts de figures enflammées, de démons qui grimaçaient et qui paraissaient faire les plus hideuses contorsions. Deux globes de feu, qui donnaient à peine une lueur terne et blafarde, éclairaient l'appartement, ou plutôt augmentaient l'horreur de l'obscurité. Au milieu de la pièce, un verre posé sur une table était plein d'une eau qui vomissait de seconde en seconde des bulles enflammées.

De ces bulles s'élevait une petite corolle de vapeur blanche qui montait en tournant, et s'élargissait en couronne en approchant du plafond.

Quand Paul put être assez maître de lui-même pour avoir une pensée à lui, il se tourna vers M. Desfourneaux. Que vit-il? La grande figure du chimiste en feu; toujours ce feu sans flamme et sans éclat... Les yeux et la bouche formaient au milieu de ce visage blafard des trous noirs et hideux. Si Paul l'eût osé, il eût bien appelé au secours; mais un éclat de rire le retint.

Enfin il put ouvrir la bouche pour demander à M. Desfourneaux l'explication d'une si étrange fantasmagorie. Le chimiste, pour toute réponse, étendit le bras, et d'un coup de baguette fit jaillir un jet de flamme violette et brillante qui inonda l'appartement d'une vive clarté. Cette clarté durait encore, qu'un autre coup de baguette fit sortir d'un bocal un feu tellement éclatant, que Paul mit ses mains sur ses yeux : « Assez, s'écria-t-il, assez, monsieur Desfourneaux, je n'en puis plus. »

Quand il se hasarda à rouvrir les yeux, rien de tout ce qu'il avait vu ne subsistait plus ; deux flambeaux éclairaient la pièce, et M. Desfourneaux s'essuyait la figure.

« Est-ce que vous avez eu peur, mon pauvre Paul? lui dit-il.

— Je crois qu'on aurait peur à moins.

— Pour tout au monde je ne vous aurais pas fait cette surprise si vous aviez dû entrer seul dans mon laboratoire : mais je vous attendais, et j'ai eu bien soin de vous faire entendre ma voix avant que vous pussiez être entré. Vous saviez dès lors que vous étiez avec moi, et qu'il s'agissait de prestiges chimiques, et non pas de diableries.

— Vous avez donc pris à tâche de réunir aujourd'hui toutes les merveilles de la chimie pour me faire peur?

— Nullement. Ce sont toutes expériences faites avec l'élément que nous devons étudier aujourd'hui, le phosphore. J'ai voulu vous faire voir en même temps combien est croyable l'empire que les prétendus magiciens exerçaient autrefois sur leurs victimes, puisque vous-même, qui connaissez bien mon laboratoire, vous qui avez confiance en moi, vous avez eu peur, vous tremblez encore au moment où je vous parle. Etudions donc aujourd'hui le phosphore, et hâtons-nous; comme ses applications ne sont pas nombreuses, nous ne nous y arrêterons que le temps nécessaire pour connaître ses principales propriétés.

Ce fut en 1667 que l'alchimiste Brandt découvrit le phosphore en cherchant la *pierre philosophale;* il faisait alors ses expériences sur l'urine, qui contient effectivement quelques composés de ce corps. Il vendit son secret à deux chimistes; mais l'un des deux ne voulut pas en faire part à l'autre et le garda pour lui seul. Kunkel, celui des deux qui se trouvait dupe, sachant que le phosphore avait été trouvé dans l'urine, fit tant d'essais sur cette matière, qu'il découvrit le secret de Brandt et le publia. Aussi cet élément fut-il nommé phosphore de Kunkel. Pendant cent ans on ne sut extraire le phosphore que de l'urine; mais des analyses exactes ayant fait voir qu'il se trouvait en plus grande quantité dans les os des animaux, on vint bientôt à bout de l'extraire de leurs cendres. Depuis ce temps, le prix du phosphore a beaucoup baissé. Vous savez déjà que le phosphore est excessivement combustible.

— Par conséquent, on ne le trouve pas dans la nature à l'état libre, mais à l'état d'oxyde ou d'acide.

— Ou plutôt à l'état de sel; car les acides formés d'éléments très-oxygénables s'unissent volontiers aux oxydes métalliques. Le phosphore se trouve souvent dans les organes des animaux; quelquefois, mais bien plus rarement, dans les plantes ou les minéraux ; il ressemble beaucoup à la cire lorsqu'il est fraîchement extrait, mais l'exposition à la lumière lui donne une couleur rosée. Le commerce nous livre le phosphore en petits bâtons gros comme des tuyaux de plumes, parce que, pour le rendre maniable, on le coule et on le laisse refroidir dans des tubes de verre. Le phosphore s'unit volontiers avec l'oxygène de l'air à la température ordinaire, et assez rapidement, car il jette dans l'obscurité une lueur très-visible. C'est avec du phosphore placé dans un porte-crayon que j'ai dessiné ces caractères cabalistiques et ces spectres qui vous ont effrayé quelque peu.

Cette lumière est peu intense, elle est enveloppée toujours d'une vapeur blanche, formée de deux des composés de l'oxygène et du phosphore : acide phosphoreux et acide phosphorique.

— C'est sans doute parce que le phosphore a beaucoup d'affinité pour l'oxygène que vous le tenez renfermé dans un flacon plein d'eau ?

— Précisément. Vous avez été témoin tout à l'heure de l'effet produit par la combustion du phosphore dans l'oxygène pur.

— C'est donc de là qu'est venue cette clarté qui m'a tant ébloui? J'en comprends bien la cause à présent.

— Il y a d'autres corps avec lesquels le phosphore ne paraît pas s'unir moins vivement : l'iode, par exemple. J'avais du phosphore au bout de la baguette avec la-

quelle j'ai mis le feu à cette capsule qui renfermait déjà de l'iode. De là ce joli feu violet éclatant.

Le phosphore s'unit également bien avec l'hydrogène. En cet état, il forme deux composés, le protophosphure et le perphosphure, qu'on appelle souvent hydrogène phosphoré et perphosphoré. L'hydrogène perphosphoré jouit d'une propriété fort curieuse que vous avez admirée probablement tout à l'heure. J'ai mis de l'eau dans un verre, et gros comme un pois d'un composé nommé phosphure de calcium ; c'est de ce verre que vous avez vu s'élever des bulles d'hydrogène perphosphoré. Ce gaz a tant d'affinité pour l'oxygène, que chaque bulle, en arrivant dans l'air, brûle avec une flamme brillante.

— Je vais essayer de rendre compte de la réaction. L'eau doit se décomposer dans cette opération, n'est-ce pas?

— Sans doute. Il faut bien quelque chose pour fournir l'hydrogène.

— Je comprends. Voici :

Phosphure de calcium.	calcium.	
	phosphore.	phosphure d'hydrogène.
Eau	hydrogène.	
	oxygène.	

Le calcium devient libre, l'oxygène aussi. Ou peut-être le calcium et l'oxygène s'unissent-ils pour former l'oxyde de calcium ou la chaux.

— La réaction n'est pas si simple. Une partie de l'oxygène s'unit bien au calcium, mais en même temps une autre partie s'unit à une partie du phosphore ; en effet, l'eau contient après sa réaction un sel de chaux. Ainsi voilà comment la réaction doit être formulée :

Phosphure de calcium.	=	1 Phosphore.	2 Phosphore	Calcium.
Eau. . .	=	Hydrogène.	1 Oxygène.	2 Oxygène.
Formant :		phosphure d'hydrogène.	acide hypophosphoreux. +	oxyde de calcium (chaux).
			= hypophosphite de chaux.	

— Je n'y suis plus. Qu'est-ce que l'acide hypophosphoreux ?

— Vous savez que l'acide le plus oxygéné prend la désinence *ique*, l'acide qui l'est moins prend la désinence *eux;* mais, s'il y a un acide encore au-dessous, il faut bien le désigner. Eh bien, on le désigne par le mot grec qui veut dire *au-dessous* (ὑπό).

— Et les sels prennent la même forme; c'est pour cela que vous dites hypophosphite.

— C'est cela même. Cette réaction, de quelque manière que nous l'exprimions, peut se produire autrement. Elle est plus curieuse et plus simple, il est vrai, en opérant dans un verre d'eau; mais le phosphure de calcium est assez difficile à faire, et, par conséquent, assez cher. D'ailleurs il arrive assez souvent qu'il ne vaut rien ou qu'il se détériore facilement.

Lors donc que je veux produire de l'hydrogène très-phosphoré, voici ce que je fais : je prends de la chaux, dont j'ai fait une bouillie, je l'introduis dans une fiole à médecine avec du phosphore coupé en petits morceaux, et j'adapte à la fiole un tube recourbé pour recueillir le gaz; je chauffe légèrement. Voici déjà le phosphore qui a donné une étincelle dans la fiole, parce qu'il y a de l'air. C'est pour qu'il y en ait le moins possible que j'ai *rempli* la fiole de chaux; sans cette précaution, elle se fût cassée. Les premières bulles qui sortent ne sont que de l'air ou de l'azote; mais voici déjà une bulle qui s'enflamme, comme vous voyez. Pour

recueillir le gaz, je me sers d'une éprouvette pleine d'eau, comme à l'ordinaire.

— Qu'est-ce qui cause cette jolie couronne blanche qui s'élève lorsqu'une bulle éclate?

— C'est l'acide phosphorique qui forme avec l'eau ces jolis flocons blancs. Je ne vous parle pas en détail de ces acides de phosphore, non plus que de l'oxyde de phosphore, dont il faut cependant vous donner un échantillon. Voici un vase que je remplis d'eau bouillante ; je jette au fond un morceau de phosphore, puis, à l'aide de cette vessie dont vous m'avez déjà vu me servir et d'un tube effilé, je souffle de l'oxygène pur sous l'eau et sur le phosphore.

— Oh! voilà des éclairs qui sillonnent l'eau en tous sens! Mais vous mettriez donc le feu à la rivière?

— C'est ce que craignaient les Anglais lorsqu'ils virent le professeur Schmeisser de Hambourg faire pour la première fois cette expérience à Londres. On voulait le chasser du pays, lui et ses compatriotes, de peur qu'il ne finît par mettre le feu à la Tamise. Pour nous, nous ne verrons dans ce fait que la constatation d'un principe : savoir, que l'affinité chimique peut agir indépendamment des obstacles lorsqu'elle est assez énergique. Ainsi, la combustion dans certaines circonstances peut s'opérer sous l'eau tout aussi bien que dans l'air, comme nous avons vu l'eau qui éteint le feu servir quelquefois à l'animer, et la paille qui l'allume servir également à l'éteindre. Je vous avais promis un oxyde de phosphore indépendamment de ces acides ; c'est lui qui flotte en flocons rouges dans l'eau sous laquelle j'ai brûlé du phosphore.

— Ce qui m'a le plus frappé dans votre fantasmagorie, c'est votre figure.

— Oui, ma figure vous semblait étrange, n'est-ce pas? Le procédé est pourtant bien simple : j'ai fait chauffer sur de la cendre chaude de l'huile d'olive et du phosphore dans la proportion de *six parties contre une*, et je me suis passé un peu de cette dissolution sur la figure. Cette expérience n'est pas dangereuse ; il faut seulement éviter d'en mettre dans les yeux. Le phosphore est bien plus dangereux que l'huile phosphorée, et il faut le manier avec précaution ; il convient de ne le prendre qu'avec un tuyau de plume ou de papier mouillé. On doit surtout éviter d'en mettre sur des matières très-inflammables ou dans des endroits qui peuvent s'échauffer. Il est dangereux d'en avoir sous les ongles, parce qu'il peut s'échauffer et brûler.

Je n'ai fait que vous indiquer les principaux amusements auxquels le phosphore peut donner naissance. On fait encore avec le phosphore fondu des objets lumineux plus ou moins bizarres. Les globes qui éclairaient tout à l'heure ma scène de fantasmagorie étaient faits de cette manière : j'avais mis dans deux ballons de verre gros comme un pois de phosphore, et j'avais chauffé, puis j'avais étendu le phosphore liquide sur toute la surface intérieure du ballon.

Nous en avons vu assez pour comprendre comment la crédulité des ignorants a pu être abusée par la prétendue magie des sorciers ; nous ne nous occuperons pas davantage du phosphore, qui a reçu peu d'applications dans les arts. Les chimistes s'en servent pour analyser l'air ; la médecine l'emploie quelquefois pour stimuler le système nerveux ; mais il irrite si violemment les membranes avec lesquelles on le met en rapport, que son emploi doit être très-restreint. Enfin on se sert du phosphore dans la composition des briquets phospho-

riques qui s'allument avec des allumettes ordinaires. Ce système de briquets, qui doit être blâmé comme dangereux, consiste à remplir un petit flacon de plomb de phosphore fondu, mêlé ou non avec du sable. Il est certain qu'en enfonçant l'allumette dans le flacon et la retirant vivement, on peut tirer en même temps une parcelle de phosphore, qui mettra le feu aux objets sur lesquels il tombe. Il y a aujourd'hui assez d'espèces de briquets pour qu'on adopte seulement les meilleurs et qu'on proscrive celui-ci. »

ENTRETIEN IX

Du chlore. — De l'acide chlorhydrique. — Propriétés du chlore. — Différence entre le chlore, le charbon et l'acide sulfureux comme décolorants. — Fumigations de chlore. — Chlorures. — Combinaison violente et curieuse du chlore et de l'hydrogène au soleil.

« L'étude du chlore et de ses composés, dit M. Desfourneaux à la leçon suivante, a plus d'importance que celle du phosphore, qui vous a si fort effrayé hier; cependant il ne nous retiendra pas longtemps. La connaissance que vous avez déjà d'un certain nombre de réactions simplifie beaucoup notre travail, et vous pouvez maintenant comprendre, pour ainsi dire, à demi-mot, des choses que j'étais obligé de vous expliquer fort au long (1). Voici, par exemple, un corps que vous connaissez bien : c'est du sel ordinaire. Je le soumets à l'action de l'acide sulfurique étendu d'eau; nous allons examiner le résultat de la réaction.

— Il faut d'abord que je sache le nom chimique du sel.

— Le sel marin est un *chlorure de sodium*.

— C'est bien... chlore et sodium, deux nouveaux

(1) Nous ne saurions trop répéter à nos lecteurs qu'il est important pour eux de ne pas lire trop légèrement ce qui précède. S'ils trouvent qu'une chose n'est pas suffisamment expliquée dans la suite de cet ouvrage, c'est qu'elle l'aura été au commencement; et s'ils ne la comprennent pas, c'est qu'ils ont oublié l'explication : il faut y revenir. Le meilleur moyen de ne pas oublier, c'est de faire quelques-unes des expériences que nous indiquons. Les préceptes gravés dans la mémoire par l'expérience ne s'oublient pas.

éléments. Si je ne me trompe, le sodium est un métal très avide d'oxygène.

— Maintenant vous savez les éléments qui forment le mélange que je vous propose.

— Ce sont : le sel, c'est-à-dire *chlore et sodium;* l'acide sulfurique, c'est-à-dire *oxygène* et *soufre;* il y a encore l'eau, c'est-à-dire *oxygène* et *hydrogène.* Mais avant d'aller plus loin, je voudrais voir ce qui se passe.

— D'accord. Je mets le mélange dans un ballon de verre ou matras, comme à l'ordinaire ; j'ajoute un tube recourbé qui plonge au fond d'un flacon à moitié plein d'eau.

— Il paraît que c'est un gaz qui va se former; il paraît de plus que c'est un gaz que vous voulez obtenir dissous dans l'eau. Si vous vouliez l'avoir sec, vous le recueilleriez sur le mercure.

— Très-bien. Tenez, voici qu'il se dégage en abondance... Pendant que vous le voyez se former, examinez bien cet autre flacon.

— A peine l'ai-je débouché qu'il fume.

— Son extrême avidité pour l'eau en est la cause. Il est incolore, mais il va chercher dans l'air la vapeur d'eau qui s'y trouve.

— Il rougit la teinture de tournesol; la vapeur seule qui s'élève du flacon a tout à fait rougi ce papier bleu; c'est donc un acide, et même un acide violent. Je crois qu'il serait dangereux d'y goûter.

— Vous avez raison.

— D'ailleurs il a une odeur très-forte et piquante qu'il est impossible de respirer. Est-ce que c'est là le chlore?

— Vous savez bien que le chlore est un élément.

— Je disais cela, parce que j'ai vu employer le chlore

pour purifier des appartements, et l'odeur est presque la même. Du reste, puisque c'est un acide, c'est un acide du chlore.

— Quel acide est-ce ?

— Je ne sais pas s'il y en a plusieurs. C'est un acide chlorique ou chloreux, ou hypochloreux, ou perchlorique.

— Ou tout autre. Étudiez ce que peut donner la réaction.

— Nous disions qu'il y a du chlore, du sodium, du soufre, de l'oxygène et de l'hydrogène. L'acide sulfurique est-il décomposé dans le ballon qui chauffe ?

— Qu'en pensez-vous ?

— S'il se décompose, ce ne sera jamais qu'en abandonnant de l'oxygène; alors il deviendrait acide sulfureux. Je vais présenter une allumette à la vapeur du flacon... : elle s'éteint ; d'ailleurs, à l'odeur, il n'y a pas d'acide sulfureux. Il n'est pourtant pas resté dans le matras ; c'est un gaz... Décidément l'acide sulfurique ne doit pas se décomposer. C'est l'eau qui se décompose ; elle fournit à l'acide sulfurique un oxyde de métal, avec lequel il s'unit sans doute. C'est cela : le sodium s'oxydera et formera avec l'acide sulfurique du sulfate d'oxyde de sodium.

— Ou du sulfate de soude. Soude est le nom vulgaire de l'oxyde de sodium.

— Maintenant restent le chlore et l'hydrogène. Ce qui passe dans les tubes, ce n'est ni l'un ni l'autre de ces deux éléments, puisque c'est un acide. Ah... ! c'est un acide hydrogéné... ; vous m'avez déjà dit son nom : c'est l'acide chlorhydrique.

— Parfaitement. Les chimistes ont été longtemps à connaître la véritable nature de cet acide, parce qu'on

n'avait pas encore découvert la véritable nature du sel marin, qui, pour le chimiste, n'est plus un sel, quoiqu'il porte presque exclusivement ce nom. La nomenclature chimique s'est attachée à appliquer à chaque substance un nom rationnel, mais elle n'a pas pu changer les habitudes du commerce. Vous entendrez souvent appeler l'acide qui nous occupe acide muriatique, c'est-à-dire acide marin, parce que le sel se recueille surtout dans l'eau de la mer; depuis on l'a appelé acide hydrochlorique. Maintenant on a décidé qu'il fallait mettre le premier le nom du principe acidifiant, et non pas le nom du corps brûlé ou acidifié. Nous avons déjà vu qu'on devait dire acide sulfhydrique, et non pas acide hydrosulfurique.

Avant que nous perdions de vue l'acide chlorhydrique, faites-moi le tableau de la réaction qui le produit.

— Le voici; je l'avais tracé sur ce papier, pour ne pas m'embrouiller dans les éléments.

Sel commun ou chlorure de sodium.	sodium		soude.	sulfate de soude.
	chlore.	acide chlorhydrique qui se dégage. .		
Eau. . . .	hydrogène.			
	oxygène.			
Acide sulfurique.				

—L'acide chlorhydrique, que vous connaissez maintenant, est très-employé dans les arts, mais souvent d'une manière indirecte. Ainsi, il sert à l'extraction du chlore, dont nous allons nous occuper tout à l'heure; il entre dans la composition de l'*eau régale,* la seule qui puisse dissoudre l'or. Les chimistes l'emploient souvent, parce que c'est un acide très-énergique, comme vous l'aviez deviné.

— Voulez-vous maintenant faire du chlore devant moi, je vais tâcher d'expliquer la réaction.

— Cette fois-ci, vous aurez plus de peine peut-être. La réaction est moins simple. On fait le chlore avec l'acide chlorhydrique, et vous savez déjà que cet acide est très-énergique ; c'est assez vous dire qu'il doit être difficile d'enlever au chlore l'hydrogène avec lequel il est combiné.

— Si le soufre était plus avide d'hydrogène que le chlore, on l'emploierait pour cette décomposition. On aurait du chlore et de l'acide sulfhydrique.

— C'est le chlore, au contraire, qui décompose l'acide sulfhydrique. D'ailleurs on aurait, dans ce cas, deux gaz difficiles à séparer, et nous avons vu précédemment que ces deux gaz ne pouvaient pas rester en présence.

— Ah ! oui, c'est vrai. Le meilleur moyen de purifier les lieux infectés d'acide sulfhydrique, c'est d'y dégager du chlore. Vous m'avez même fait une expérience à ce sujet. Vous avez fait passer de l'acide sulfhydrique dans une cloche, sur le mercure ; puis vous avez ajouté une petite quantité d'eau de chlore : le gaz sulfhydrique a disparu.

— Votre mémoire est fidèle : vous comprenez mieux aujourd'hui que le chlore s'est emparé de l'hydrogène de l'acide pour former un nouvel acide hydrogéné, l'acide chlorhydrique, que vous savez si avide d'eau.

— Je n'ai pas vu que ce gaz fût si avide d'eau.

— Vous l'avez vu condenser la vapeur d'eau, ou fumer, comme vous dites, d'une manière très-remarquable ; mais je vais vous en offrir un exemple bien plus frappant. Voici un petit flacon plein de gaz chlorhydrique que je débouche sous l'eau. Ordinairement un

gaz s'oppose à l'entrée de l'eau dans un vase dont le col est étroit; ici le gaz, au contraire, attire si bien l'eau, que vous n'aurez pas le temps de la voir monter.

— Quelle impétuosité! on dirait que l'eau en montant frappe violemment le flacon.

— Si violemment, qu'il faut opérer avec un flacon épais et sur une petite quantité de gaz; autrement le coup serait trop fort, on pourrait se blesser.

— C'est dommage; j'aimerais bien à répéter cette expérience.

— Il y en a beaucoup de ce genre; je ne vous les indique pas toujours, lorsque je puis m'en dispenser, parce que vous êtes encore un peu léger.

Occupons-nous de la formation du chlore. Nous sommes convenus qu'il fallait enlever à l'acide chlorhydrique son hydrogène; on se sert pour cela du peroxyde de manganèse.

— Le peroxyde de manganèse nous a déjà fourni de l'oxygène.

— Il va nous en fournir encore.

— Reste à savoir maintenant sur quoi portera cet élément. Est-ce sur le chlore? est-ce sur l'hydrogène?

— Le chlore n'a pas une grande tendance pour l'oxygène, quoiqu'on soit parvenu, par des moyens détournés, à former quatre composés oxygénés du chlore : un oxyde et trois acides. Ces quatre corps sont peu stables, et les arts n'en font pas grand usage.

— L'oxygène se portera donc sur l'hydrogène et formera de l'eau. Il restera du manganèse et du chlore. L'un restera dans le ballon, le chlore se dégagera.

— Les choses ne se passent pas tout à fait ainsi : l'expérience constate que ce qui reste dans le ballon, ce n'est pas du manganèse, mais bien du chlorure de man-

ganèse. Ainsi une partie du chlore formé reste combiné au manganèse ; le surplus seulement se dégage. Ceci ne vous paraîtra pas étonnant quand vous saurez que le chlore a une certaine ressemblance avec l'oxygène. C'est un rival ; ils sont difficilement unis, et le chlore, comme l'oxygène, s'unit à presque tous les corps simples.

La réaction doit être formulée ainsi :

Acide chlorhydrique.	chlore 1 qui se dégage.		
	chlore 2.		chlorure de manganèse.
	hydrogène.	eau.	
Peroxyde de manganèse.	oxygène. .		
	manganèse		

— Voulez-vous me dire maintenant comment vous vous y prenez pour faire du chlore ?

— Rien de plus facile. Je mets l'acide et l'oxyde dans un ballon, comme vous voyez. Au moyen d'un tube recourbé qui plonge au fond de ce flacon, je fais arriver le gaz comme à l'ordinaire.

— Ah ! il a de la couleur, au moins, celui-là.

— Oui, et une odeur difficile à oublier. Il n'y a certainement pas de gaz plus facile à reconnaître quand il est libre.

— Pourquoi ne le recueillez-vous pas sur l'eau dans une cloche ?

— Il est soluble dans l'eau. Quand je voudrai une dissolution, j'agirai de même en mettant de l'eau dans le flacon. Je ne le recueille pas sur le mercure, parce qu'il attaque ce corps ; d'ailleurs je n'ai pas besoin de toutes ces précautions : le chlore est beaucoup plus lourd que l'air ; il tombe, comme vous voyez, au fond de ce flacon, et chasse l'air au-dessus de lui. Comme il est très-coloré, on voit facilement le point où il est parvenu.

— Vous m'avez dit que le chlore agit à la façon de l'oxygène avec beaucoup de corps simples : est-ce qu'une allumette peut brûler dans le chlore ?

— Elle s'y éteint, mais pas aussitôt que dans l'azote et l'acide carbonique. Elle pâlit d'abord, verdit à la base et rougit à l'extrémité avant de s'éteindre. Si la flamme d'une chandelle ne provenait que de l'hydrogène, il n'en serait pas de même, parce que, encore une fois, le chlore a une grande affinité pour ce gaz. Aussi déshydrogène-t-il presque tous les corps hydrogénés.

— Peut-on respirer du chlore en place d'oxygène ?

— Je ne vous ai pas dit que le chlore pût jamais remplacer l'oxygène, je vous ai dit seulement qu'il agissait souvent d'une manière analogue : vous savez d'ailleurs quel est le but de la respiration ; vous savez qu'elle sert à réparer les pertes d'oxygène que le sang a faites. Le chlore a, au contraire, un effet très-pernicieux sur l'économie animale ; deux célèbres chimistes sont morts pour avoir essayé d'en trop respirer. On fait disparaître ce gaz au moyen d'une aspersion d'ammoniaque ; dans les fabriques, on fait boire beaucoup de lait aux ouvriers.

— A quoi peut donc servir le chlore ?

— Il est très-utile, quoiqu'on emploie plutôt aujourd'hui les chlorures, qui ont toutes les qualités du chlore. Il n'y a rien de plus efficace que le chlore pour décolorer et désinfecter.

— Nous avons déjà vu le charbon qui décolore ; il y a l'acide sulfureux qui décolore très-bien aussi ; aujourd'hui voici le chlore. Mais les deux autres ne détruisent que les couleurs provenant des substances organiques : le chlore les détruira peut-être toutes ?

— Non, les couleurs minérales lui résistent. Si le chlore décolore les corps, c'est en s'emparant de leur hydrogène. Les autres éléments des matières colorantes, prenant un autre arrangement, n'ont plus de couleur. Voici de la teinture de tournesol, voici diverses décoctions de bois de teinture, voici du sang, voici enfin de l'encre. Quand j'aurai laissé quelques minutes ces matières avec l'eau du chlore, il ne leur restera plus qu'une teinture jaunâtre; leur couleur aura disparu.

— Qu'est-ce donc que la couleur des corps?

— C'est là une grande question de physique qui nous mènerait bien loin. Qu'il vous suffise de regarder comme vrais les principes suivants: un rayon de soleil blanc et brillant est la réunion de plusieurs rayons de diverses couleurs; ce que nous appelons un rayon n'est donc qu'un faisceau de plusieurs rayons. Pour vous le prouver, nous allons décomposer un de ces rayons. Fermez le volet du laboratoire... Vous voyez cette petite fissure qui laisse passer un rayon de soleil au milieu de l'obscurité: maintenant regardez au plafond.

— Oh! que c'est curieux! Voilà toutes les couleurs de l'arc-en-ciel! Comment produisez-vous cet effet?

— Avec un petit morceau de verre taillé sur trois faces, et que l'on nomme prisme. Le faisceau de rayons vient frapper sur le verre; mais comme tous ces petits rayons ne sont pas également réfrangibles, ils traversent le verre sous un angle différent, et vont se disséminer sur le mur chacun dans sa classe.

Maintenant il faut bien croire que, lorsqu'un objet frappe notre vue, c'est qu'il renvoie à notre œil les rayons du soleil qui le frappent. S'il nous renvoie tout le faisceau, il paraît blanc et très-lumineux. S'il ne nous renvoie que les rayons verts et absorbe les autres, l'ob-

jet nous paraît vert. Il nous paraît rouge s'il renvoie les rayons rouges, et ainsi de suite. Enfin, si l'objet nous paraît noir, c'est qu'il absorbe tous les rayons sans les renvoyer à l'œil. Il n'est pas difficile de comprendre après cela qu'un simple changement dans les molécules d'un corps peut faire un changement dans les couleurs. C'est un arrangement différent de molécules qui fait la différence du diamant et du charbon ; c'est ce même changement de disposition qui fait la différence des couleurs.

— Ainsi le chlore, en s'emparant de l'hydrogène des matières colorantes, change la disposition de leurs molécules, c'est-à-dire change leur couleur, ou dispose leurs molécules de telle sorte qu'elles réfléchissent un rayon différent.

L'acide sulfureux et le charbon agissent-ils de même ?

— Il est probable que l'acide sulfureux décolore en s'emparant de l'oxygène des corps. Le charbon s'empare de toute la matière colorante et la retient entre ses pores. Nous avons vu qu'il ne la décomposait pas. Mais des trois agents de décoloration il n'en est pas de plus énergique que le chlore ; les couleurs les plus foncées, comme les plus claires, sont soumises à son action dès qu'elles renferment de l'hydrogène.

Le chlore agit aussi puissamment pour désinfecter que pour décolorer. C'est toujours en s'emparant de l'hydrogène des corps qu'il a cette propriété : les fumigations de chlore, pour enlever les miasmes putrides dans les hôpitaux, sont d'une efficacité incontestable. Aujourd'hui, il est vrai, on ne fait plus de fumigations de chlore, comme on ne blanchit plus les toiles avec du chlore ; on se sert comme décolorant ou désinfectant de composés qu'on appelle chlorures de potasse, de soude

et de chaux. Ces composés ont un nom qui ne leur appartient pas ; ce ne sont pas des chlorures, mais bien de véritables *chlorites*. Ce n'est qu'en 1835 que leur véritable nature a été connue. Le plus communément employé de ces chlorites ou chlorures, comme on les nomme, c'est le chlorite de potasse, ci-devant chlorure de potasse. On le connaît en blanchisserie sous le nom d'eau de Javelle, comme on connaît la dissolution du chlore sous le nom de Berthollet. L'eau de Javelle (1), comme tous les chlorites, a l'odeur du chlore. Tous les acides, même l'acide carbonique de l'air, décomposent les chlorites en s'unissant à leur oxyde ; c'est ce qui fait que ces composés, laissant incessamment dégager du chlore à l'état de liberté, rendent le même service que le gaz lui-même, pendant bien plus longtemps, et n'ont pas l'inconvénient de nuire à la santé. Dans les ménages on ne se sert guère que de l'eau de Javelle ; dans les blanchisseries et les hôpitaux, on emploie le *chlorure* de chaux. L'eau de Javelle est un liquide sans couleur, ou quelquefois coloré en rose avec quelques gouttes du résidu de la préparation du chlore. Le chlorure de chaux, qu'on doit appeler chlorite de chaux, est préparé en grand dans les fabriques de soude pour utiliser l'acide chlorhydrique, qui se dégage du sel. Il suffit, pour l'obtenir, de faire passer le chlore à travers de la chaux humide. Comme les chlorites n'agissent que parce qu'un acide étranger (ordinairement l'acide carbonique) vient les décomposer, il est visible que, si cet acide n'est pas en contact avec les chlorites, ceux-ci n'ont pas d'effet. Vous comprendrez aussi pourquoi, souvent, pour hâter leur effet, on acidifie un peu les dissolutions. Je n'en

(1) Javelle est un village près de Paris, où fut connu et fabriqué d'abord le chlorite de potasse.

finirais pas si je vous disais tous les emplois des chlorures, et surtout du chlorure de chaux, pour tous les arts malsains, où il s'agit de travailler la dépouille des animaux ou les produits de leur décomposition : nous aurons occasion d'en mentionner plusieurs. Le chlore, surtout en dissolution, est un des meilleurs réactifs chimiques; mais l'affinité de cet élément pour l'hydrogène fait qu'il ne se conserve qu'à l'abri de la lumière. Voilà pourquoi j'enveloppe de papier noir le flacon où je le renferme.

— Est-ce que la lumière suffit pour décomposer le chlore?

— Le chlore ne peut se décomposer, parce que c'est un élément, mais il se combine facilement avec l'hydrogène; j'ai gardé pour la fin de cette leçon la preuve la plus concluante qui puisse se voir. Je fais un mélange d'hydrogène et de chlore dans des proportions convenables pour former l'acide chlorhydrique, et je tiens soigneusement le flacon à l'abri de la lumière. Maintenant, si nous montons sur ce belvédère, nous allons voir un phénomène curieux. Prenez ce flacon, couvrez-le, mais ne l'échauffez pas; jetez-le maintenant aussi haut que vous pourrez, loin de vous et au soleil. Qu'arrivera-t-il?

— Oh! quel coup de canon!

— Vous voyez..., la combinaison du chlore et de l'hydrogène a été tellement violente aux rayons du soleil, qu'une forte explosion s'en est suivie. Allez chercher les morceaux du flacon.

— Il est en mille pièces.

— Cette expérience est assez dangereuse; aussi je ne vous engage pas à la répéter. »

ENTRETIEN X

Des composés de l'azote. — Exemple remarquable de la simplicité des combinaisons chimiques. — Importance de l'acide azotique (nitrique). — Des vapeurs rutilantes. — Pierre de touche. — Gravure sur cuivre. — Oxydes d'azote. — Azoture d'hydrogène (ammoniaque). — Sulfhydrate d'ammoniaque. — Usages principaux de l'ammoniaque. — Tableau des métalloïdes avec leurs propriétés principales.

« Quel élément allons-nous voir aujourd'hui, monsieur Desfourneaux? » C'est ainsi que Paul abordait tous les jours son maître, comme pour lui montrer qu'il tenait à ne pas perdre un seul instant en conversations inutiles. « De compte fait, ajouta-t-il, nous avons vu la moitié des éléments non métalliques, puisqu'il y en a quatorze.

— L'étude de la chimie, mon cher Paul, reprit M. Desfourneaux, ne se mesure pas au nombre, mais à l'importance, et, à ce compte, nous sommes plus avancés que vous ne croyez, quoique nous n'ayons étudié que six éléments encore.

— Il me semble que nous en connaissons déjà sept : L'oxygène, le principal de tous; l'hydrogène, qui vient ensuite; le charbon, qui n'est pas moins important; le phosphore ; le soufre et le chlore, qui ont bien aussi leur mérite; puis l'azote.

— Ah! vous vous vantez d'avoir étudié l'azote... Que savez-vous donc de l'azote?

— Je sais qu'il forme les trois quarts de l'air et qu'il sert à tempérer la force de l'oxygène. Je sais que ses caractères sont seulement négatifs; on le connaît plutôt

par ce qu'il n'est pas que par ce qu'il est. Ainsi, en présence de l'oxygène il reste indifférent; il n'est pas combiné, il est mêlé; il est apparemment incapable de s'y unir.

— N'allez pas si loin, je vous prie. L'azote est assez indifférent pour l'oxygène ; mais cette indifférence même est cause qu'il s'y unit en cinq proportions.

— En ce cas, je ne connais pas l'azote; car vous ne m'avez pas parlé des cinq composés oxygénés.

— Vous ne m'auriez pas compris si j'étais entré plus tôt dans ces détails ; aujourd'hui vous me comprendrez mieux. L'union de l'oxygène avec l'azote nous offre un exemple frappant des simples lois qui déterminent la combinaison des éléments. Ainsi, il y a cinq composés d'azote et d'oxygène. La quantité d'oxygène est toujour proportionnelle pour chacun; sur deux volumes d'azote il faut, pour les cinq composés, 1, 2, 3, 4 et 5 volumes d'oxygène (rapport multiple très-simple).

Ainsi 2 vol. d'az. et 1 vol. d'ox. forment le protoxyde d'azote.
2 — d'az. et 2 — d'ox. forment le deutoxyde d'azote.
2 — d'az. et 3 — d'ox. forment l'acide azoteux (acide nitreux).
2 — d'az. et 4 — d'ox. forment l'acide hypazotique (hypo-nitrique).
Enfin 2 — d'az. et 5 — d'ox. forment l'acide azotique (nitrique) (1).

— Si l'azote et l'oxygène sont si indifférents l'un pour l'autre, leurs composés ne doivent pas être très-tenaces, et, par conséquent, n'ont pas grande importance dans le commerce ou dans les arts.

— Erreur : le plus oxygéné des composés de l'azote

(1) Lavoisier a donné le nom d'*acide nitrique* à l'acide *azotique*, parce qu'on l'extrait de l'azotate de potasse, qu'on nomme vulgairement *nitre*. Les chimistes étrangers donnent encore à l'azote le nom de *nitrogène*. Puisque ce nom n'est pas reçu en France, nous avons pensé, après M. Thénard et d'autres, qu'il valait mieux franciser le nom des composés de l'azote. C'est plus commode pour les commençants : les personnes instruites s'y feront facilement.

est très-important. L'acide azotique est très-oxygéné et retient assez peu l'oxygène ; il en résulte que c'est un réservoir commode d'oxygène tout prêt pour les corps avec lesquels il est en contact.

— Cette faculté d'oxygéner ou d'oxyder les autres corps doit en faire un poison violent.

— Elle en fait aussi un réactif puissant pour décomposer les corps oxydables. Chauffons de l'acide azotique avec du charbon, du soufre, du phosphore, il se formera des acides carbonique, sulfurique, phosphorique. L'acide primitif sera réduit à l'état d'acide hypazotique, moins oxygéné que l'autre.

— Quelles sont ces vapeurs rougeâtres qui s'élèvent des fioles où vous avez fait chauffer ces mélanges ?

— Ce sont des vapeurs que répand en abondance l'acide hypazotique, et que les chimistes nomment vapeurs rutilantes. On ne connaît pas bien encore cet acide ; quelques savants croient que c'est un composé d'acides azoteux et azotique ; du reste, cet acide, qui se dégage toutes les fois qu'on désoxygène l'acide azotique, n'a pas grande importance.

L'acide azotique en a davantage. Vous verrez dans peu de temps que les sels qu'il forme offrent un puissant intérêt. Dès aujourd'hui nous pouvons étudier quelques-uns de ses effets. Voici deux bagues : sont-elles en or ? sont-elles imitées ?

— On voit cela au contrôle.

— Mais les contrôleurs comment le voient-ils ? Et si le contrôle manque, s'il est usé, s'il est faux, comment le connaîtrez-vous ?

— Je ne sais pas.

— L'or tire son principal mérite de son inoxydabilité : il est inaltérable. Les autres métaux dont le cuivre

est la base n'ont pas la même propriété; l'acide azotique les attaquera; il laissera l'or intact.

— Alors mettons les deux anneaux dans l'acide azotique, nous verrons bien s'il les attaque.

— Il y a un moyen plus simple. Voici une pierre brune, dure, à grains fins, et qu'on appelle pierre de touche : frottons un peu les deux anneaux dessus; ils laisseront une teinte jaune sur la pierre; car des parcelles de métal y adhèreront.

— C'est là-dessus que vous faites l'essai?

— Précisément. Une petite goutte d'acide me suffit pour apprécier l'effet. Voyez, voici la trace de la première bague qui change de couleur, pendant que l'autre résiste. Il y en a une en or, l'autre est fausse. Mieux la trace résiste, plus l'or est pur. Plus il y a d'alliage, et plus aussi le métal change.

L'acide azotique oxyde très-bien la plupart des métaux. Je verse dans de petites fioles de la limaille de cuivre et de zinc, des grains de plomb, de petits morceaux de zinc, etc. L'acide va attaquer tous ces métaux, surtout à l'aide d'un peu de chaleur. Vous voyez déjà l'effervescence se manifester; il s'élève des vapeurs rutilantes d'acide hypazotique.

— Je conçois que cette propriété doit rendre l'acide azotique très-important : il y a tant d'industries qui emploient les métaux !

— La gravure, par exemple, fait grand usage de cet acide. Voici une plaque de cuivre sur laquelle vous allez vous-même graver votre nom : faites fondre ce morceau de cire pendant que je chauffe un peu la plaque... Bien. Maintenant étendez aussi également que possible une couche de cire sur la plaque; quand elle sera froide, vous pourrez très-bien écrire dessus votre nom ou toute

autre chose avec une plume métallique. Ayez soin seulement que le bec de votre plume enlève bien la cire et laisse le cuivre à nu ; puis vous verserez de l'acide azotique sur la plaque. Tout ce qui sera chargé de cire restera intact ; mais l'acide attaquera le métal partout où le bec de la plume l'aura découvert. Vous le laisserez plus ou moins long-temps suivant que vous voudrez graver plus ou moins profondément.

— Si c'est si facile, je graverai bien tout ce qu'on voudra.

— Vous voyez, par ce seul exemple, que l'acide azotique ou l'acide nitrique ne manque pas d'emploi. Les autres composés oxygénés de l'azote ont assez peu d'importance dans les arts pour que je ne vous en parle pas ici. Seulement j'ajouterai que les deux oxydes de l'azote sont gazeux. Le protoxyde a été nommé gaz hilariant.

— C'est comme qui dirait gaz égayant, n'est-ce pas?

— Justement. Ce nom lui vient de ce que plusieurs chimistes, après avoir respiré ce gaz, furent pris d'un accès de gaieté folle. Du reste, tout le monde n'éprouve pas cet effet en respirant le protoxyde d'azote ; Vauquelin et Thénard se trouvèrent très-mal de l'avoir respiré. Le deutoxyde d'azote est extrêmement peu stable ; c'est un gaz incolore qui, à l'air, se change subitement en vapeurs rutilantes d'acide hypazotique. Il est par conséquent extrêmement délétère, puisqu'il absorbe l'oxygène, si nécessaire aux poumons. Cet oxyde n'a d'emploi dans les arts que pour déterminer la formation de l'acide sulfurique, comme nous l'avons vu précédemment.

Voici une dissolution d'un gaz que vous ne connaissez pas encore, et dont l'azote est l'un des éléments.

— J'aurais été bien étonné si l'azote, qui se trouve en si grande quantité dans la nature, n'avait pas eu d'importance.

— Ce gaz est un des réactifs les plus énergiques.

— Ah! quelle odeur suffocante!

— Vous reconnaissez souvent aussi cette odeur dans les décompositions de substances azotées.

— J'entends : dans les animaux morts, dans les latrines peut-être. L'hydrogène entre sans doute aussi pour quelque chose dans ce composé?

— Oui.

— Il est très-soluble dans l'eau, comme l'acide chrorhydrique, comme l'acide sulfhydrique?

— Oui.

— Il est acide, sans doute?

— Essayez-le. Si vous ne tenez pas beaucoup à ce bouquet de violettes que vous avez là, exposez-le au gaz que voici.

— Oh! mes pauvres violettes, les voici toutes vertes comme de l'herbe. C'est un oxyde bien énergique, au contraire, surtout s'il est stable.

— Il ne l'est pas autant que l'acide chlorhydrique; aussi le chlore lui enlève son hydrogène et laisse l'azote en liberté, comme nous allons le voir. Je remplis ce tube (qui est, comme vous voyez, fermé par un bout) d'une dissolution de chlore, à l'exception d'une petite partie dans laquelle je mets une dissolution du gaz que nous étudions.

— Et qui s'appelle, sans doute, azoture d'hydrogène?

— C'est cela. Je mêle les liquides. Voyez-vous s'élever à la surface de petites bulles, comme si l'eau bouillait? Le gaz formé ne peut être que de l'azote, puisque

c'est le seul gaz qui puisse être en liberté par le changement de combinaison qui peut s'opérer ici. Il nous serait d'ailleurs facile de nous en assurer; mais il me semble que vous ne m'écoutez plus.

— Je pense à une chose : si le chlore détruit l'azoture d'hydrogène, comme il détruit aussi l'acide sulfhydrique, on peut se servir à deux fins de cet élément pour désinfecter.

— On s'en sert avec succès.

— Je pense à autre chose encore. L'acide sulfhydrique se forme par la décomposition des matières qui renferment du soufre et de l'hydrogène; l'azoture d'hydrogène se forme par la décomposition des matières qui renferment de l'azote et de l'hydrogène. Eh bien, dans les matières qui renferment du soufre, de l'azote et de l'hydrogène, les deux gaz doivent se produire.

— C'est vrai.

— Mais en se produisant, comme l'un est acide et l'autre oxyde, et qu'ils sont énergiques tous deux, à moins que le chlore n'y mette bon ordre, il devra se former un sel, puisqu'un sel est la réunion d'un acide et d'un oxyde.

— C'est ce qui arrive; vous voyez que vous commencez à deviner les réactions; il ne vous manque que l'expérience de chaque chose que vous devinez.

— Le sel qui doit se former s'appellera donc sulfhydrate d'azoture d'hydrogène?

— C'est bien là le nom régulier; mais l'azoture d'hydrogène s'appelle vulgairement ammoniaque, et ce nom paraît beaucoup plus simple.

— Voilà qui prouve que l'azoture d'hydrogène a beaucoup d'usages; car le nom savant n'a pas pris le dessus.

— Jusqu'ici la routine a été la plus forte, et il faut avouer qu'elle a presque raison quand la science crée des noms aussi longs. Du reste votre conjecture est très-vraie, l'ammoniaque ou azoture d'hydrogène est un gaz très-utile, surtout quand il est dissous dans l'eau. Or l'eau en dissout jusqu'à 430 fois son volume; aussi, lorsqu'elle se trouve en contact avec un flacon qui en est plein, elle s'élève avec violence dans ce flacon.

— C'est alors comme l'acide chlorhydrique.

— C'est le même effet produit par une cause semblable. L'ammoniaque est un des meilleurs réactifs pour le chimiste; elle précipite dans les dissolutions salines tous les oxydes dont l'action est moins énergique que la sienne. Souvent dans les arts, à la place de l'azoture d'hydrogène, on se sert d'urines putréfiées, qui sont très-riches en ammoniaque libre ou combinée. Les dégraisseurs se servent d'ammoniaque plus ou moins étendue d'eau pour enlever les taches grasses sur les habits, et pour rendre la couleur aux étoffes maculées par les acides. L'ammoniaque est aussi très-propre à dissoudre les écailles d'un petit poisson très-commun qu'on nomme *ablette.* La liqueur est ensuite injectée dans des globules de verre, sur les parois desquels les écailles se figent, et réfléchissent la lumière à la manière des perles. Les cultivateurs tirent encore grand parti de l'ammoniaque: vous n'ignorez pas que, lorsque les bestiaux mangent de l'herbe verte trop humide dans certaines circonstances, ils éprouvent un gonflement extraordinaire: eh bien, un peu d'ammoniaque mêlée à leur boisson les désenfle comme par enchantement. Il en est de même des gens ivres: huit à dix gouttes d'ammoniaque dans un verre d'eau sucrée les dégrisent en un instant.

Vous voyez que l'ammoniaque rend de grands ser-

vices; nous ne devons pas oublier de rappeler qu'elle est indispensable au chasseur, dont les chiens ont souvent, dans les fourrés, les jambes mordues par des vipères; quelques gouttes d'ammoniaque sur la piqûre empêchent le venin d'agir. Elle a le même effet sur les morsures venimeuses que les hommes peuvent éprouver. Dans ces derniers cas, l'ammoniaque doit être employée en dissolution concentrée; il n'en est pas de même du cas de gonflement ou d'ivresse, parce qu'elle n'agit pas de même dans les deux circonstances. Employée à l'extérieur, elle *cautérise*, c'est-à-dire elle détruit en les rongeant les chairs souillées de venin; dans le second cas, en entrant dans l'intérieur du corps, elle va s'unir aux acides gazeux qui produisent le gonflement ou l'ivresse, et forme avec eux un sel liquide ou solide qui tient infiniment moins de place. Le principal de ces acides est l'acide carbonique.

Nous ne pousserons pas plus loin l'étude des métalloïdes. Les sept derniers ne nous occuperont que lorsque nous les rencontrerons sur notre route.

Le tableau que je mets sous vos yeux vous indiquera provisoirement ce que vous devez savoir relativement à chacun d'eux (1).

Dans notre prochain entretien, nous serons en mesure de commencer l'étude des composés métalliques; je tâcherai de vous rendre cette étude aussi facile. Elle est d'ailleurs aussi intéressante au moins que l'étude des métalloïdes. »

(1) Voyez aussi le dictionnaire.

TABLEAU DES MÉTALLOIDES.

ÉLÉMENTS.	APPARENCE PHYSIQUE.	CARACTÈRES CHIMIQUES.
Oxygène . . (air vital.)	Gazeux. — Sans couleur, odeur ni saveur. — Pesant à peu près comme l'air.	Il rallume une bougie presque éteinte. Il est le seul gaz respirable. Il s'unit volontiers à tous les éléments.
Hydrogène.	Gazeux. — Sans couleur, odeur ni saveur. — 14 fois et 1/2 plus léger que l'air.	Il brûle avec une flamme peu intense. Il forme de l'eau en brûlant dans l'air. Il détone au soleil avec le chlore.
Carbone . .	Solide. — Noir (ordinairement), sans odeur ni saveur.—Plus pesant que l'eau. — Insoluble.	Il brûle facilement sans flamme s'il est pur. Il forme, en brûlant, un gaz acide qui blanchit l'eau de chaux. Il absorbe une grande quantité de gaz.
Soufre . . .	Solide.—Jaune clair, odorant, quand il est frotté. — Sans saveur. — Fusible à + 108. — Très - combustible. — Insoluble.	Il brûle facilement avec une jolie flamme bleue. Il forme, en brûlant, un gaz suffocant et acide. Il prend quand il s'épaissit une couleur rougeâtre.
Phosphore.	Solide. — Blanc de cire, souvent un peu coloré par la lumière.— Lumineux dans l'obscurité. — Odeur particulière. — Insoluble dans l'eau.	Il brûle à la température ordinaire. Il répand en brûlant des vapeurs blanches acides. Il se liquéfie complétement à + 43.
Chlore . . .	Gazeux. — Jaune verdâtre. — Très-odorant. — Très-pesant.	Il excite la toux de ceux qui le respirent. Il agit à la manière de l'oxygène comme principe de la combustion. Il se liquéfie à 4 atmosphères.
Azote. . . .	Gazeux. — Sans couleur, odeur ni saveur. — Pesant à peu près comme l'air.	Il n'entretient pas la combustion. Il n'est pas respirable. Il paraît n'avoir que des qualités négatives.
Iode	Écailles micacées.— Noir bleuâtre. — Fusible à + 107. — Gazeux à + 180. — Odeur du chlore. — Saveur âcre.	Il tache la peau et le papier en jaune foncé. Il se volatilise en un gaz violet superbe. Il colore en bleu les fécules.
Brome . . .	Liquide. — Rouge hyacinthe. — Odeur détestable. — Poison violent.	Il répand à l'air des vapeurs âcres. Il enflamme et ulcère la peau. Il se conduit comme le chlore.
Silicium . . Bore . . . . Fluor. . . .	A peine obtenus à l'état de liberté.	
Sélénium. . Zirconium .	Sans application et sans composés employ.	

ENTRETIEN XI

Des métaux. — Différence des alliages métalliques et des combinaisons. — Partage des métaux en groupes. — De l'or. — Titre de l'or pour la monnaie et les bijoux. — Or *vert* des bijoutiers. — Chlorure d'or. — Eau régale. — Pourpre de cassius. — Sulfure d'or. — Oxyde d'or. — Ammoniure d'or. — De l'argent. — Purification. — Titre de l'argent pour la monnaie, la vaisselle, les bijoux. — Sulfure d'argent. — Argenture et dorure des métaux. — Or en drapeaux. — Placage. — Du platine. — Ses mines. — Ses usages. — Briquets à gaz. — Mélanges détonants. — Fulminate d'argent.

« Nous voilà donc sortis, dit Paul, des premiers principes; l'étude des métaux doit être beaucoup plus commode, car ces corps doivent rarement changer de forme.

— Vos prévisions vous trompent, mon ami, reprit M. Desfourneaux. Les métaux ne sont pas des corps essentiellement solides. Le mercure, par exemple, est liquide à la température ordinaire; d'autres métaux qui sont moins connus sont mous comme de la cire. Les métaux changent facilement aussi leur forme primitive en se combinant avec les métalloïdes, ou en s'alliant entre eux. Pour éviter la confusion, nous réunirons les métaux par groupe, de manière à étudier ensemble ceux dont les propriétés les plus importantes sont les mêmes. Nous prendrons pour base de notre division, d'après Thénard, leur affinité pour l'oxygène.

Il y a des métaux qui ont plus de tendance que d'autres à s'unir à l'oxygène : beaucoup l'absorbent à

toutes les températures, et la plus forte chaleur n'est pas assez puissante pour détruire la cohésion qui les unit. D'autres n'ont plus cette même affinité pour l'oxygène quand la chaleur écarte les molécules.

— C'est-à-dire que, s'ils absorbent l'oxygène à froid, ils le relâchent lorsqu'ils sont chauds?

— Précisément. Il y en a d'autres, enfin, qui n'absorbent jamais l'oxygène gazeux, et qu'on ne peut oxyder que par des moyens détournés.

Voilà donc trois classes de métaux :

La première, qui absorbe l'oxygène et le relâche très-difficilement ;

La seconde, qui absorbe l'oxygène à froid et le relâche à chaud ;

La troisième, qui ne l'absorbe pas du tout.

Cette troisième classe, la classe des métaux qui ne peuvent pas s'oxyder directement, ne comprend que six métaux. Ce sont les plus inaltérables, et aussi les plus précieux, s'ils sont malléables et ductiles, c'est-à-dire faciles à travailler.

— L'or et l'argent doivent en faire partie?

— Sans doute. La seconde classe, celle qui rejette quand on la chauffe l'oxygène absorbé, ne comprend que deux métaux : le mercure et l'osmium.

L'autre classe comprend donc trente-deux métaux. On est obligé de la diviser pour en simplifier l'étude, car tous les métaux qui la composent ne manifestent pas la même tendance pour l'oxygène. Il y en a qui en sont si avides, qu'ils l'enlèvent à l'eau froide. Il y en a qui ne décomposent l'eau qu'à la chaleur rouge pour s'emparer de son oxygène. Il y en a enfin qui ne la décomposent pas du tout.

— Ceux-ci ont moins d'affinité pour l'oxygène, puis-

que, quoiqu'ils l'absorbent à l'état de gaz, ils ne l'enlèvent pas à l'eau.

— Vous voyez donc comment l'affinité des métaux pour l'oxygène a été mise à profit pour leur classement régulier. Comme l'oxygène joue le plus grand rôle dans la composition des corps, ceux qui ont une égale affinité pour lui se comportent presque toujours de la même manière, à quelque différence près.

Nous allons nous en apercevoir dans l'étude du premier groupe. (Voyez le tableau des métaux à la page suivante.)

Les métaux du premier groupe sont les plus inaltérables à l'air, et, par conséquent, ceux qui conservent le mieux leur poli. Tous sont blancs, excepté l'or, qui est jaune pur. L'argent est d'un blanc éclatant; le blanc des autres a quelque chose de gris clair.

L'un de ces métaux, l'iridium, ne s'obtient pur qu'à l'état de poudre qu'on agglomère assez mal. Pour l'employer, on est obligé de l'allier à d'autres métaux. Son emploi, du reste, est très-restreint : celui du palladium et du rhodium est tout à fait nul; ils ne se trouvent qu'accidentellement avec le platine, dont nous parlerons bientôt.

CLASSIFICATION DES

MÉTAUX.		COULEUR.	DURETÉ.
		1er GROUPE. —	*Métaux inoxydables*
Iridium.		Blanc gris clair.	Poudre demi-ductile.
*Or.		Jaune pur.	Rayé par le carb. de chaux.
*Platine.		Blanc gris clair.	id.
Rhodium.		id.	Non rayé par le verre.
Palladium.		id.	Rayé par le carb. de chaux.
*Argent.		Blanc éclatant.	id.
		2e GROUPE. —	*Métaux inoxydables*
Osmium.		Blanc grisâtre, refl. bleus.	Malléable.
*Mercure.		id.	Liquide.
		3e GROUPE. —	*Métaux oxydables*
*Plomb.	oxydables.	Blanc grisâtre, refl. bleus.	Rayé par l'ongle.
*Cuivre.		Jaune rougeâtre.	Rayé par le carb. de chaux.
*Bismuth.		Blanc jaunâtre.	id.
Cérium.		Brun chocolat.	Poudre.
Urane.		Brun rougeâtre.	Cassant.
Tellure.	oxy. et acidifiables.	Blanc grisâtre, refl. bleus.	Rayé par le carb. de chaux.
Titane.		Rouge cuivre foncé.	Raie l'agate.
*Antimoine.		Blanc grisâtre, refl. bleus.	Rayé par le verre.
Colombium		Noir ou gris de fer.	Poudre peu brillante.
Tungstène.		Gris.	A peine attaqué par la lime.
Vanadium.		Blanc argentin	Cassant.
*Chrome.		id.	Non rayé par le verre.
Molybdène.		Blanc mat gris à l'intérieur.	Cassant.
*Arsenic.		Gris d'acier.	Très-cassant.
		4e GROUPE. —	*Métaux oxydables*
Cadmium.		Blanc grisâtre.	Rayé par le carb. de chaux.
Nickel.		Blanc argentin.	id. par le verre.
Cobalt.		Blanc gris.	id.
*Étain.		Blanc grisâtre.	id. par le carb. de chaux.
*Fer.		Gris bleuâtre.	id. par le verre.
*Zinc.		Blanc grisâtre, refl. bleus.	id.
Manganèse.		Blanc grisâtre.	Plus dur que l'acier.
		5e GROUPE. —	*Métaux oxydables*
Thorium.		Blanc grisâtre, refl. bleus.	Plus dur que l'acier.
*Aluminium.		Blanc grisâtre.	Poudre et paillettes brill.
Yttrium.		Gris noir.	id. Écailles éclatantes.
Glucinium.		Gris foncé.	En poudre.
*Magnésium.		Blanc argentin.	Dur et malléable.
		6e GROUPE. —	*Métaux oxydables*
*Calcium.		Blanc argentin.	Mou comme la cire.
Strontium.		id.	id.
Barium.		id.	id.
Lithium.		id.	id.
*Sodium.		Blanc grisâtre.	id.
*Potassium.		id.	id.

MÉTAUX (D'APRÈS THÉNARD).

ÉPOQUE de la découvᵉ.	PESANTEUR spécifique	DEGRÉS DE FUSIBILITÉ.	TEMPÉRATURE à laquelle ils se vaporisent.
à toute température.			
1803	18, 68	Infusible à la forge.	Fixe.
antiquité.	19, 96	Pyr. 32.	Au foyer d'un miroir ar.
1741	19, 50	Infusible à la forge.	id.
1803	11, »	id.	Fixe.
1803	11, 30	id.	Au foyer d'un miroir ar.
antiquité.	10, 47	Pyr. 20°.	Au blanc.
à chaud. — Oxydables à froid.			
1803	60, »	Infusible à la forge.	Fixe.
antiquité.	3, 56	à — 39.	à + 360°.
ne pouvant décomposer l'eau.			
antiquité.	11, 44	à + 322.	Au blanc.
antiquité.	8, 83	Pyr. 27.	Fixe.
1520	9, 83	à + 246.	Au rouge blanc.
1803	» »	Infusible à la forge.	Fixe.
1789	9, »	Presque infusible.	id.
1782	6, 14	à + 425.	à + 400.
1791	5, 30	Infusible à la forge.	Fixe.
15ᵉ siècle.	6, 80	à + 425.	Au rouge blanc.
1801	» »	Infusible à la forge.	Fixe.
1781	17, 50	Presque infusible.	id.
1830	» »	id.	id.
1797	5, 90	id.	id.
1778	8, 64	id.	id.
1650	5, 80	Au-dessous du rouge.	à + 180.
décomposant l'eau à la chaleur rouge.			
1817	8, 60	Au-dessous du rouge.	à + 360.
1751	8, 40	Pyr. 160.	Fixe.
1733	8, 50	Pyr. 130.	id.
antiquité.	7, 29	à + 228.	id.
antiquité.	7, 84	Pyr. 150.	id.
16ᵉ siècle.	6, 86	à + 374.	Au rouge blanc.
1774	8, 01	Pyr. 160.	Fixe.
décomposant l'eau au-dessous de la chaleur rouge.			
1829	» »		Fixe.
1827	» »	Infusible à pyr. 160.	id.
1828	» »		id.
1828	» »	Très-difficile à fondre.	id.
1829	» »	Temp. peu élevée.	id.
décomposant l'eau à la température ordinaire.			
1807	de 4 à 5	Au-dessous de la chaleur rouge.	Fixe.
1807	id.		id.
1807	id.		id.
1817	» »		
1807	», 97	à + 90°.	Au-dessus du rouge n.
1807	», 86	à + 58°.	Au rouge naissant.

DE L'OR

Nous allons successivement nous occuper de l'or et de l'argent, qui sont connus de toute antiquité.

L'or a toujours occupé le premier rang parmi les métaux. Les anciens, qui n'en connaissaient que sept, leur supposaient des relations mystérieuses avec les sept planètes qu'ils avaient remarquées : pour eux, l'or était le soleil, comme l'argent était la lune.

— C'est, sans doute, parce que l'or est très-rare, qu'il est très-recherché ?

— C'est parce que l'or est rare qu'il est cher, mais non pas qu'il est recherché. Il a assez de qualités réelles pour justifier la préférence qu'on lui donne ; sa couleur est fort belle ; le poli lui donne un éclat très-vif ; l'air, les gaz, le soufre, les acides n'ont aucune action sur lui ; il est le plus ductile et en même temps le plus malléable des métaux. C'est donc celui de tous qui se prête le mieux aux exigences du goût comme aux bizarreries du luxe. On attribuait à l'or des vertus merveilleuses pour guérir toutes les maladies ; tout était dans l'or, ou plutôt l'or était tout. On le croyait formé de la terre la plus pure lorsqu'on supposait que la terre était un élément ; tous les autres métaux étaient imparfaits et provenaient de la terre plus ou moins souillée d'impuretés. Les alchimistes ont cherché pendant des siècles cette terre primitive qui devait purifier les métaux imparfaits : c'est ce qu'on appelait chercher la pierre philosophale. Pour le chimiste moderne, l'or est un corps simple qui n'a que fort peu d'affinité pour les autres éléments. Aussi on ne le trouve guère qu'à l'état métallique dans les entrailles de la terre, soit seul, soit allié à un très-petit nombre d'autres métaux.

— Les mines d'or sont bien rares, n'est-ce pas?

— On connaît quelques rivières dont les sables charrient des paillettes d'or: le Rhône, le Rhin près de Strasbourg, la Garonne près de Toulouse, sont de ce nombre. Mais c'est une pauvre exploitation que celle de ces sables; il y a cependant, sur les bords de ces rivières, des hommes qui n'ont pas d'autre industrie pour vivre. Ces *orpailleurs* ou *pailloteurs* passent leur temps à ramasser des paillettes d'or. Je ne connais en France qu'une mine d'or: c'est celle de la Gardette, dans le Dauphiné. Louis XVIII, avant la révolution, avait fait faire dans cette mine quelques travaux abandonnés depuis; la mine paraissait trop pauvre pour payer les frais d'exploitation; mais depuis peu de temps les travaux ont été repris par une société d'actionnaires. Les mines d'or les plus fécondes sont dans l'Amérique méridionale, au Pérou, au Brésil, etc. En Europe, il n'y a guère que la Hongrie et la Transylvanie qui en fournissent. En Sibérie, au pied des monts Ourals, on a découvert, il y a peu d'années, d'abondantes mines d'or. Dans plusieurs pays on trouve de l'or allié à l'argent, au cuivre, au plomb, etc., dans les mines de ces métaux; on extrait l'or quand l'extraction peut couvrir les frais.

— Lorsqu'on a trouvé l'or dans les entrailles de la terre, ne reste-t-il qu'à le travailler?

— Il y a deux choses à faire auparavant: le purifier et l'allier à d'autres métaux. Rien n'est plus facile que de purifier l'or; car ce métal résiste fort bien à tous les agents qui dissolvent les autres. Ainsi, l'or se trouve-t-il perdu dans des sulfures de métal, classe de corps très-abondante dans les mines; on fait griller ces sulfures, qui laissent dégager leur soufre, élément très-

oxygénable, à l'état d'acide sulfureux. Les métaux, l'or surtout, restent au fond. On fait fondre le résidu avec du plomb pour soumettre l'alliage à la coupellation.

— Qu'est-ce que c'est que la coupellation ?

— Voici : un bon fourneau à réverbère, c'est-à-dire couvert d'une calotte capable de renvoyer au foyer ou de *réverbérer* les rayons calorifiques; ce fourneau, dis-je, renferme une *sole* creusée comme une coupe plate à laquelle on a donné le nom de *coupelle*. On met dans cette coupelle l'alliage de plomb et d'or en ménageant un courant d'air. L'alliage se fond et se recouvre d'une couche d'oxyde de plomb ; l'or ne s'oxyde pas ; lorsqu'on a enlevé tout l'oxyde, qu'il ne s'en forme plus, et que la surface du métal liquide reste très-brillante, la coupelle ne contient plus que de l'or.

— Cependant, si l'or, dans le principe, contenait un métal qui ne s'oxyde pas non plus, de l'argent, par exemple, la coupellation ne le séparerait pas.

— C'est vrai. Aussi, pour séparer l'or de l'argent, on est obligé d'en opérer le *départ* (partage). On réduit en grenaille l'alliage d'or et d'argent. Puis on le soumet à l'action d'un acide qui attaque l'argent et qui n'attaque pas l'or.

— Est-ce que les acides attaquent les métaux ?

— Sans doute. Ils les forcent à s'emparer d'une certaine quantité d'oxygène pour former des oxydes avec lesquels ils puissent faire des sels. Ainsi, l'acide azotique (nitrique) et l'acide sulfurique forcent l'argent à s'oxyder, pour former avec eux du sulfate ou de l'azotate d'argent. L'or n'est pas attaqué par ces deux acides.

— Il paraît que l'or est moins attaquable que l'argent.

— Vous le saviez déjà ; car dans la liste que nous étudions, l'or a la seconde place, l'argent n'a que la sixième. Et vous savez que nous rangeons les métaux suivant leur plus ou moins d'affinité pour l'oxygène. Les derniers de tous n'ont pas besoin d'être sollicités par les acides pour s'oxyder : ils s'oxydent volontiers, à tel point qu'il est extrêmement difficile de leur enlever leur oxygène.

— Maintenant je sais comment on purifie l'or ; mais vous m'avez dit que, pour le travailler, il fallait l'allier à d'autres métaux. Est-ce que l'or ne se travaille pas tout seul, sans alliage? Est-ce que les bijoux ne sont pas de l'or pur ?

— Jamais ; l'or est trop mou, il ne peut être travaillé sans alliage. Les bijoutiers et les orfévres ne sont pas libres, du reste, de régler cet alliage comme ils l'entendent. Tous les bijoux sont contrôlés, c'est-à dire qu'ils ne peuvent être vendus sans porter une marque qui prouve qu'ils ont été visités par l'autorité et trouvés bons. La monnaie d'or contient un dixième de cuivre et neuf dixièmes d'or. Pour exprimer ces proportions, on dit que la monnaie d'or est au titre de 900 millièmes. Les bijoux au premier titre sont plus purs, ils sont à 920 millièmes ; le second titre est à 840 millièmes ; enfin il y a un troisième titre pour les bijoux à 750 millièmes. Ces bijoux-là sont bien impurs, car les trois quarts seulement du poids se trouvent être en or pur ; si l'on compare les volumes, il y a une bien plus grande différence encore, car l'or pèse presque deux fois et demie plus que le cuivre. Aussi, il ne faut pas s'étonner qu'on soit parfois obligé de frotter les bijoux d'or pour qu'ils puissent retrouver leur brillant ; la grande proportion de cuivre qu'ils contiennent les rend oxydables à l'air :

pour leur rendre leur éclat primitif, il faut les laver avec de l'ammoniaque (azoture d'hydrogène). Depuis quelques années, on a mis à la mode une espèce particulière de bijoux en or que l'on appelle *or vert;* c'est un alliage de sept parties d'or et de trois parties d'argent.

— Cet alliage doit se salir beaucoup moins que les autres?

— Sans doute, puisqu'il est composé de deux métaux inoxydables. Je ne reviendrai pas sur la manière de vérifier les bijoux d'or au moyen de la *pierre de touche;* nous en avons parlé en nous occupant de l'acide azotique (nitrique). J'aime mieux vous parler des combinaisons de l'or, qui sont peu nombreuses : le chlore, l'oxygène et l'ammoniaque sont, je crois, les seuls éléments avec lesquels il se combine.

— Ainsi il y a un chlorure, un oxyde et un ammoniure d'or.

— Vous l'avez deviné. Pour avoir le chlorure d'or, on prend des feuilles d'or très-minces, si minces qu'elles volent au vent, malgré la pesanteur du métal, et on les fait dissoudre dans un mélange d'acide chlorhydrique et d'acide azotique. Ce mélange est le seul liquide qui ait la propriété de dissoudre l'or, en lui permettant de se combiner avec le chlore, au moment où celui-ci se trouve libre, ou, comme disent les chimistes, à l'état de gaz naissant.

— N'est-ce pas de l'*eau régale* que vous parlez?

— C'est d'elle-même. Les alchimistes lui ont donné ce nom, parce qu'elle servait à dissoudre le roi des métaux, l'*or.*

— Comment ce mélange donne-t-il pour résultat du *chlorure d'or?*

— Vous le comprendrez facilement avec un petit tableau.

Acide azotique . .	azote. . .	acide hypazotique.
	oxygène 1	
	oxygène 2 .	eau.
Acide chlorhydrique.	hydrogène.	
	chlore . .	chlorure d'or.
Or		

Voici des feuilles d'or comme les peintres, les doreurs, les relieurs en emploient. J'en mets dans du chlore liquide et gazeux, dans de l'acide azotique, dans de l'acide chlorhydrique, et enfin dans de l'acide hypazotique : elles resteront intactes.

Que je mêle l'acide azotique et l'acide chlorhydrique, qui n'ont pu parvenir à dissoudre l'or isolément, et dans quelques minutes il aura disparu. Ainsi, l'or n'a pas assez d'affinité pour le chlore pour l'enlever à l'acide chlorhydrique, ni même pour s'en emparer dans les circonstances ordinaires; il faut qu'il soit mis en contact avec lui au moment de sa formation.

Le chlorure d'or sert à fournir l'or dans un très-grand état de division pour la dorure sur porcelaine. Il est très-peu stable, comme bien vous pensez; aussi tous les corps qui ont de l'affinité pour le chlore en opèrent la décomposition. Il existe dans les arts un composé qu'on nomme pourpre de Cassius : c'est le précipité formé par un mélange de protochlorure et de perchlorure d'étain dans le chlorure d'or. Quelle que soit la nature de ce composé, c'est avec lui qu'on fait ces belles couleurs pourpres, roses, violettes des vitraux de nos églises.

Le chlorure d'or cristallise en petites aiguilles jaunes,

très-soluble dans l'esprit-de-vin et dans l'éther. C'est la dissolution éthérée de ce chlorure d'or que Guyton de Morveau employait pour dorer le fer; mais cette dorure est peu solide. En versant dans une dissolution très-étendue de chlorure d'or du sulfure de potassium, il se produit du sulfure d'or, poudre d'un beau brun chocolat, avec lequel on colore la porcelaine. Si au lieu d'employer du sulfure de potassium on emploie l'oxyde de potassium (potasse), on obtient de l'oxyde d'or au bout d'un peu de temps. L'ammoniaque (azoture d'hydrogène) donne un ammoniure d'or qui se précipite en flocons, auxquels on donne le nom d'or fulminant. Je ne saurais trop vous dire combien tous les composés fulminants sont dangereux : la dixième partie d'un gramme produit un explosion aussi forte qu'un coup de pistolet, et le frottement d'une barbe de plume suffit pour le déterminer. Aussi vous comprenez bien qu'un composé pareil n'a pas d'application dans les arts ; je ne vous en parle que pour vous garantir contre les effets d'une expérience que vous pourriez être amené à essayer sans vous en douter.

— Je ne suis pas tenté de la faire, mais je voudrais bien la voir.

— Nous aurons assez de poudres fulminantes à étudier, pour ne faire d'expériences qu'avec celles qui sont employées dans l'industrie. L'argent, le mercure et d'autres métaux ont leurs *fulminates*.

DE L'ARGENT.

L'argent n'a pas une couleur aussi flatteuse à l'œil que l'or; mais c'est le métal qui renvoie le plus complétement les rayons de la lumière, et par conséquent,

c'est le plus brillant. Les anciens l'appelèrent *Lune* et *Diane*, comme ils donnèrent à l'or le nom du soleil. Ils lui supposèrent aussi des qualités surprenantes et des propriétés merveilleuses ; mais, suivant l'expression de M. Girardin, la seule propriété de l'argent en médecine, c'est de servir à payer le médecin. L'argent est moins rebelle que l'or, quoiqu'il ne soit pas oxydable directement ; aussi le trouve-t-on dans la nature, sous un plus grand nombre de formes, à l'état d'alliage avec l'or, l'antimoine, le mercure, le plomb ; alors il forme des sulfures, des chlorures et des iodures. Souvent l'argent se trouve à l'état natif, c'est-à-dire à l'état métallique ; toutefois il n'est jamais pur en cet état. Les pays qui fournissent de l'or sont aussi ceux qui fournissent généralement le plus d'argent ; la France est assez mal partagée sous ce rapport ; elle ne possède qu'un peu de plomb et de cuivre argentifères. Vous connaissez un des procédés au moyen desquels on purifie l'argent.

— Si c'est la même chose que pour l'or, c'est bien facile : on fait un alliage d'argent et de plomb qui, en se formant, laisse de côté les matières étrangères à la surface du creuset ; on laisse refroidir, et on fait fondre ensuite l'alliage dans une coupelle où le plomb s'oxyde au moyen d'un courant d'air qui lui fournit de l'oxygène. On fait tomber l'oxyde à mesure qu'il se forme, et quand le métal n'en fournit plus, qu'il reste brillant, c'est qu'il n'y a plus de métal oxydable, il n'y a que de l'argent.

— C'est très-bien. Mais ce moyen n'est pas le seul. On peut, pour purifier l'argent, l'allier au mercure.

— On doit pouvoir l'allier à tous les métaux oxydables.

— Le choix du métal n'est pas indifférent. Il faut

qu'il soit facilement fusible, pour faire moins de frais; il faut qu'il soit très-lourd, pour que les corps étrangers flottent à la surface; il faut enfin que l'oxyde formé puisse être bon à quelque chose, afin qu'il n'y ait pas de perte : toutes ces raisons ont déterminé à choisir le plomb.

— Ou le mercure.

— Ce n'est pas dans le même but qu'on choisit le mercure pour purifier l'argent. Jetez les yeux sur le tableau des métaux, et vous verrez que le mercure ne s'oxyde pas à chaud. Mais le mercure est liquide à froid, l'alliage qu'il fait avec l'argent reste également liquide et très-pesant, ce qui lui permet de rejeter à sa surface toutes les impuretés qu'il recèle. Le mercure a encore une qualité précieuse, c'est qu'il se volatilise facilement: en soumettant donc l'alliage à la chaleur, le mercure s'élève en vapeurs, ou *se sublime*, comme on dit; l'argent reste. En refroidissant, les vapeurs du mercure redeviennent liquides, et ce métal peut servir à une nouvelle opération.

L'argent, comme l'or, ne s'emploie pas seul; il faut qu'il soit allié au cuivre dans le rapport d'un dixième de cuivre contre 9/10 d'argent fin pour les monnaies. La vaisselle contient 9 parties 1/2 d'argent fin et 1/2 partie seulement de cuivre. Les bijoux sont moins purs; ils ne contiennent que 8 parties d'argent fin et 2 de cuivre. L'argent ne s'oxyde pas à l'air plus que l'or, quand il est assez pur.

— Cependant vous m'avez fait remarquer vous-même que les œufs cuits sur le plat salissent considérablement l'argenterie. J'ai remarqué aussi que des pièces d'argent, laissées par mégarde dans les latrines, y étaient devenues toutes noires.

— C'est que l'argent n'a pas aussi peu d'affinité que l'or pour les autres éléments. Ainsi le soufre de l'acide sulfhydrique le décompose et en fait du sulfure d'argent qui est tout noir. Cette couche de sulfure ne résiste pas ordinairement au frottement fait avec de la craie ou de l'huile. Si cependant elle résistait, l'acide chlorhydrique bouillant la détruirait bientôt. Voici une pièce de 50 centimes qui va devenir noire en un instant si je jette dessus une goutte d'acide sulfhydrique; mais je lui rendrai bientôt son brillant, comme vous voyez, tant la couche de sulfure est peu épaisse. Si maintenant vous vous rappelez que la plupart des matières animales contiennent du soufre, et que la décomposition de ces matières donne de l'acide sulfhydrique, vous ne vous étonnerez plus de voir cet acide manifester sa présence quand il se forme en quantité suffisante.

— C'est assez bizarre de voir l'argent, qui est si blanc, et le soufre si jaune, former un composé aussi noir.

— Cela ne vous surprendra pas quand vous vous rappellerez que la couleur des corps est due à la disposition des molécules qui renvoient à l'œil ou qui absorbent les rayons de la lumière. L'argent lui-même, que vous trouvez parfaitement blanc quand il est bien poli, c'est-à-dire quand il renvoie à l'œil tous les rayons qu'il reçoit sans en absorber la moindre partie, l'argent est noir quand il est assez divisé pour absorber tous les rayons de la lumière.

— Comment fait-on pour réduire ainsi l'argent en poudre? Est-ce en le broyant?

— Il serait impossible d'obtenir ainsi une poudre assez fine. Il faut le précipiter de ses dissolutions. Vous allez comprendre cela tout à l'heure au moyen d'une

petite expérience. Nous avons vu que l'or ne pouvait se dissoudre que dans l'eau régale; l'argent est attaqué, en outre, par l'acide sulfurique bouillant et par l'acide azotique froid. Il se fait ainsi du sulfate d'argent ou de l'azotate d'argent.

— Comment cela?

— C'est toujours la même réaction pour tous les sels, à quelques variations près. Ici l'acide se partage en deux parties, dont l'une se décompose pour fournir au métal la quantité d'oxygène nécessaire pour l'oxyder, et dont l'autre se combine à l'oxyde formé pour faire un sel.

Ici, par exemple, voici comme la réaction se produit :

Acide sulfurique ou azotique.	1re partie restant intacte; . . .			sulfate ou azotate d'argent.
	2e partie.	acide sulfureux ou hypazotique en liberté . .		
		oxygène.	oxyde d'argent.	
Argent.				

L'azotate d'argent est le seul sel employé; j'en fais sous vos yeux un échantillon. J'ai mis une pièce de 50 centimes dans un petit flacon d'acide azotique : il en reste à peine des traces. Je devrais maintenant faire évaporer la liqueur; mais pour aller plus vite, en voici que j'ai mise à évaporer depuis assez longtemps. Elle a laissé déposer, comme vous voyez, par le refroidissement, des cristaux incolores en lames carrées : c'est là l'azotate d'argent (nitrate).

— Il y a de l'argent là dedans ?

— Sans aucun doute. Je pose avec précaution un cristal d'azotate d'argent sur un charbon ardent. Ce sel est bien peu fixe, car l'argent n'a guère d'affinité pour l'oxygène : il brûle rapidement.

— Il reste l'azote, qui ne brûle pas.

— L'argent ne brûle pas davantage; voyez ce charbon.

— Il est recouvert d'une couche blanche. Est-ce de l'argent?

— C'est facile à voir : essayez-le.

— Bien; je le mettrai de côté pour l'examiner. Je sais que, si c'est de l'argent, il n'y a que deux acides, outre l'eau régale, qui pourront l'attaquer; et encore l'acide sulfurique n'y fera rien à froid.

— C'est cela. Lorsque l'oxyde de l'azotate laisse échapper son oxygène rapidement par la déflagration, le métal se réunit en couche blanche comme vous venez de voir; mais il n'en est pas de même quand l'oxygène s'échappe lentement dans l'air froid. Alors les atomes de métal ne se coagulent plus; ils restent isolés et n'ont plus de corps pour renvoyer les rayons de la lumière; le métal est noir ou brun : voici de vieux cristaux d'azotate d'argent qui se sont colorés en noir. Ce sel est très-soluble dans l'eau; il y est décomposé par tous les corps tant soit peu avides d'oxygène. J'ai laissé tomber sur ma main une goutte de cette dissolution : la place est toute noire; elle ne reprendra sa couleur que quand la première peau attaquée se lèvera. La peau, renfermant une certaine quantité d'hydrogène, désoxyde le sel; il reste dans les pores du métal extrêmement divisé. Ainsi la dissolution du métal a décomposé la peau de ma main.

— On se ferait nègre ainsi en peu de temps.

— Si l'on n'emploie pas cette recette pour se faire nègre, on l'emploie très-bien depuis quelques années pour teindre les cheveux. L'azotate d'argent les noircit d'une manière inaltérable, non pas en les couvrant d'ar-

gent très-divisé, mais en formant dessus une couche de sulfure d'argent.

— Oui, je sais que les cheveux contiennent du soufre.

— On se sert aussi de l'azotate d'argent pour marquer le linge; c'est la meilleure méthode connue. On dissout deux parties d'azotate fondu dans sept parties d'eau, et on ajoute une partie de gomme pour donner du corps à la liqueur et un peu de couleur pour voir les traits que l'on fait. Pour plus de facilité, on passe un peu de savon humide sur l'endroit où l'on doit écrire, et l'on repasse pour donner du poli; on écrit ensuite comme sur du papier. En exposant l'écriture au soleil pendant quelques minutes, les traits formés noircissent et sont ineffaçables : plus le linge est lavé, plus ils deviennent beaux. Si l'on trempait une étoffe de soie dans un bain d'azotate d'argent, et si on la mettait ensuite dans un flacon plein d'hydrogène pur, ce gaz désoxyderait le sel plus rapidement que l'air et en plus grande quantité; l'étoffe alors, après avoir viré d'abord au brun, prendrait un teinte métallique. Malheureusement on n'a pas pu donner aux étoffes traitées ainsi le brillant éclat qu'une plus grande quantité d'argent leur communiquerait sans doute.

L'azotate d'argent entre les mains des médecins prend le nom de pierre infernale. On fait fondre le sel au feu pour s'en servir, et on le coule ensuite en petits bâtons gris perle; ils seraient noirs, si le sel contenait du cuivre. Vous savez que la pierre infernale sert à ronger en les décomposant les chairs baveuses des plaies, qui empêcheraient la guérison ou rendraient la cicatrice difforme. Pour les chimistes, l'azotate d'argent est un réactif précieux; car il fait reconnaître la présence du

chlore et de tous ses composés. Je mets une seule goutte de chlore dans un verre d'eau. Pour constater la présence de cet élément, je n'ai qu'à ajouter à la liqueur une dissolution d'azotate d'argent. Voyez : la liqueur se trouble ; il va se former un précipité blanc cailleboté ; ce sera du chlorure d'argent. Si vous voulez distinguer ce précipité de tout autre de même couleur, il vous suffira de constater qu'il persiste si j'ajoute au mélange un acide, mais qu'il disparaît, au contraire, si c'est de l'ammoniaque (azoture d'hydrogène) que je verse. Prenez du sel de cuisine, qui est du chlore de sodium pour le chimiste, et vous répèterez facilement la même opération.

Je ne vous dirai qu'un mot de quelques récréations chimiques qui reposent sur un fait curieux. Voici un tableau formé de houppes fines et soyeuses d'argent cristallisé. C'est ce qu'on appelait jadis *Arbre de Diane.*

— Oh ! que c'est joli ! il y a des arbres, des plantes, des maisons ; il y a de tout. Les belles et brillantes fleurs que voilà ! L'argent doit être bien difficile à travailler, pour prendre ces jolies formes.

— Ces petites houppes soyeuses se font toutes seules, à l'aide d'une influence électrique que je vous expliquerai sans doute plus tard. Aujourd'hui il suffit que vous sachiez que les métaux plus oxydables enlèvent l'oxygène à ceux qui le sont moins, ou se mettent à leur place dans une dissolution saline. Voici une tige de cuivre que j'ai mise dans un flacon d'azotate d'argent, voyez comme elle est déjà recouverte de métal.

— Mais comment vous y prenez-vous pour dessiner ce paysage ?

— J'ai tracé sur ce verre une espèce de dessin grossier avec des fils de laiton et de la limaille de cuivre.

J'ai simulé quelques-uns des objets que vous voyez ; le hasard a fait le reste. J'ai versé ensuite partout quelques gouttes d'azotate d'argent ; le cuivre a pris la place de l'argent ; il y a de l'azotate de cuivre et de l'argent métallique. Vous pouvez en faire autant que moi quand il vous plaira. Si vous vous servez d'une plaque de verre, vous pourrez, comme moi, la noircir en promenant une chandelle dessous ; si vous ne voulez pas prendre ce soin, faites votre dessin sur une ardoise, vous ne réussirez pas moins bien. Suivant mon habitude, je ne vous parlerais pas de cette récréation, si elle n'avait dans quelques cas un but utile.

Vous avez peut-être vu d'anciennes pièces de monnaie de douze sous, de vingt-quatre sous, et surtout d'un petit écu et d'écus de six francs ; depuis quelques années seulement on ne s'en sert plus. Eh bien, cette monnaie renferme un assez forte proportion d'or. On la traite, comme nous avons vu, par l'acide sulfurique bouillant, qui forme du sulfate d'argent ; on jette dans ce sel de vieilles feuilles de cuivre, lesquelles se couvrent bientôt d'une certaine quantité d'argent cristallisé qu'on peut détacher par le frottement. La liqueur restante n'est plus, comme bien vous pensez, du sulfate d'argent, mais du sulfate de cuivre, qui se dépose au sein de l'eau en superbes cristaux bleus connus dans le commerce sous le nom de couperose bleue. Nous en verrons l'emploi quand nous parlerons du cuivre et de ses composés.

L'argent et l'or étant des métaux très-précieux, on a cherché à les économiser, soit en argentant ou dorant des métaux moins précieux, soit en posant sur ces métaux des lames plus ou moins épaisses d'or et d'argent. L'art du doreur est assez compliqué, et je n'entrerai

pas à ce sujet dans des détails qui fatigueraient votre attention ; voici seulement une idée des divers moyens qu'on peut employer. On fait chauffer la pièce de métal, de cuivre, par exemple, après l'avoir bien nettoyée, ou, comme on dit, *décapée;* puis on applique dessus quatre, huit feuilles ou plus d'argent obtenues par le *battage;* on frotte fortement et longtemps avec un *brunissoir* d'acier, et on répète l'opération jusqu'à ce qu'on ne voie plus ni joints ni inégalités. Ce mode d'argenter ou de dorer est fort long et fort dispendieux ; on ne l'emploie plus guère : d'ailleurs il est impossible de s'en servir pour les petits ornements relevés en bosse. Un mode plus commode est ce qu'on appelle l'*argenture au pouce*. On prend du chlorure d'argent récemment précipité et imbibé d'eau salée ; en en frottant la pièce à argenter, on réduit l'argent du chlorure par la seule chaleur. Cette argenture est très-solide lorsqu'on se donne la peine de rougir la pièce au feu et de la polir au brunissoir.

La dorure, au moyen de l'*or en drapeaux,* se fait presque de la même manière. Voici une dissolution d'or dans l'eau régale; j'y ai trempé ce petit chiffon que je brûle. La cendre contient des parcelles d'or très-divisées. Je frotte l'objet à dorer, cette lame d'argent, par exemple, avec un bouchon de liége couvert de cette cendre ; vous voyez qu'il prend une belle couleur d'or. Il y a bien d'autres recettes pour dorer et argenter, soit à sec, soit avec des dissolutions; je ne vous en parlerai pas. Nous verrons seulement encore un autre mode en parlant du mercure.

Le placage se fait assez facilement. On prend une plaque de cuivre dont une face est parfaitement unie et décapée; on passe dessus une dissolution d'azotate

d'argent, puis on surperpose une plaque d'argent, que l'on fait adhérer en passant les deux plaques au laminoir après les avoir chauffées (1). On travaille ensuite le métal comme si c'était de l'argent, mais sans altérer ses surfaces.

— On dit souvent, pour dire qu'une chose est bien plaquée, qu'elle est plaquée au dixième. Que signifie cette expression ?

— Pour plaquer au dixième, on applique une plaque d'une livre d'argent sur une plaque de cuivre pesant dix livres. Cette proportion est généralement suffisante. On ne plaque pas plus bas qu'au quarantième, et cette dernière proportion offre moins de solidité peut-être que l'argenture ordinaire. Il est difficile de s'assurer de la bonté du plaqué, à cause de la négligence du gouvernement à surveiller cette industrie.

Le plaqué d'or et celui de platine se font comme le plaqué d'argent ; seulement la liqueur d'amorce qui facilite l'adhérence des métaux n'est plus la même. On emploie, suivant les cas, une dissolution d'or ou de platine dans l'eau régale.

DU PLATINE.

Le platine est un métal connu seulement depuis 1741. On le trouve à l'état natif ou d'alliage ; mais il n'existe pas en combinaison, à cause de son peu d'affinité pour les autres corps simples, ou ne se trouve guère que dans les mines de métaux précieux : la Russie paraît en pos-

(1) Le laminoir est formé de deux cylindres qui tournent en sens inverse et entre lesquels on fait passer une lame métallique. La lame s'amincit d'autant plus que les cylindres sont plus rapprochés, et que la force qui fait mouvoir la machine est plus irrésistible.

séder quelques filons assez importants dans les monts Ourals. Le platine est infusible au plus violent feu de forge; la chaleur ne le dilate presque pas; aussi est-il employé pour faire des creusets qui résistent au feu le plus ardent, et les pièces d'horlogerie les plus délicates. Quoique infusible, il est très-ductile et très-malléable; il se coupe aux ciseaux comme le plomb. C'est le plus lourd des métaux; il pèse dix-neuf fois et demi plus que l'eau; malheureusement la rareté du platine et la difficulté qu'on éprouve à l'avoir pur le rendent fort cher dans le commerce. Il vaut, travaillé, près de 700 fr. le kilogr. A volume égal, un creuset d'argent qui coûterait 100 fr. coûterait environ 550 fr. s'il était en platine; il est vrai qu'il pèserait presque le double sous le même volume. Un alambic d'assez petite dimension pour concentrer l'acide sulfurique vaut encore 20,000 fr. Si les mines de Sibérie fournissaient une quantité suffisante de ce métal, son prix serait bientôt réduit; déjà le gouvernement russe a voulu mettre en circulation une monnaie de platine; mais il n'a pas réussi, le prix de ce métal est encore trop variable. Allié au cuivre, le platine sert à construire des miroirs de télescope qui ne se ternissent jamais; le chlorure de platine sert à donner à la porcelaine un éclat qui tient le milieu entre celui de l'argent et celui de l'acier; il nous aidera un peu plus tard à distinguer la dissolution de potasse de la dissolution de soude.

Je ne négligerai pas de vous parler d'une propriété que possèdent la plupart des métaux, mais que celui-ci possède au suprême degré. C'est la propriété de déterminer l'inflammation de l'hydrogène, quand il est très-poreux. Voici du platine précipité de son chlorure, et, par conséquent, très-spongieux : on l'appelle *éponge de*

platine dans le commerce. Projetons dessus un courant d'hydrogène, le gaz s'enflamme.

— Quelle est la cause de ce phénomène?

— On ne le sait guère. On présume que le frottement et la division qu'éprouve le gaz mêlé ainsi violemment à l'oxygène de l'air suffit pour l'échauffer au point de déterminer la combinaison des deux gaz. Du reste, le platine n'agit pas chimiquement en cette occasion : on a beau le faire servir au même usage, il ne gagne et ne perd rien de son poids.

— Ce n'en est pas moins très-curieux. Et les autres métaux ont la même propriété?

— Oui, mais seulement quand ils sont échauffés auparavant, tandis que le platine agit à froid. On a profité de cette curieuse propriété pour faire des briquets de fantaisie. On prend un verre comme celui-ci, qu'on remplit à moitié d'acide sulfurique étendu d'eau. Vous vous souvenez de la manière dont on fait l'hydrogène, n'est-ce pas?

— On n'a qu'à mettre dans le verre de la limaille de zinc ou de fer, le gaz se formera tout seul.

— Il serait ainsi assez difficile à recueillir. Mais voici une petite cloche dans laquelle je suspends un morceau de zinc avec un fil de plomb, comme pour faire un battant, puis je place cette cloche dans le verre:

— L'eau ne montera pas dans la cloche, l'air l'en empêchera; par conséquent elle ne touchera pas le zinc, et l'hydrogène ne se formera pas.

— A moins que je ne parvienne à chasser l'air, par exemple, en ouvrant un petit robinet qui est au sommet de la cloche. En effet, voici que l'eau remplit la cloche et baigne le zinc. Maintenant je ferme le robinet; l'acide sulfurique, en contact avec le métal et

l'eau, forme de l'hydrogène (1), qui gagne le haut de la cloche. Comme il ne peut sortir, puisque le robinet est fermé, il chasse l'eau par en bas, la fait sortir de la cloche, et prend sa place. Quand le gaz remplit la cloche, il ne s'en fait pas plus, car l'eau ne baigne plus le métal. Ouvrez le robinet, le gaz se dégagera, brûlera; l'eau reprendra son niveau, baignera le zinc et reformera du gaz, qui la refoulera encore jusqu'à nouvel ordre.

Ces petits briquets coûtent assez cher; mais vous pouvez répéter ce jeu avec un bocal à travers le bouchon duquel vous ferez passer deux tubes. Le premier tube ira presque au fond, et communiquera à un vase voisin qui servira de décharge à l'acide; l'autre tube sera effilé et sera peu enfoncé dans le bocal. C'est par là que sortira le gaz. Attachez à moitié du bocal un morceau de ferraille ou de zinc (avec le zinc l'action est plus vive), le même effet se reproduira. Si vous bouchez avec le doigt la pointe effilée du petit tube, l'acide remontera par le grand; si vous laissez sortir le gaz, l'acide reprendra sa place, et quand vous le laisserez assez revenir pour baigner le métal, de nouveau gaz se produira.

Maintenant rappelez-moi les métaux que nous avons étudiés aujourd'hui.

— Oh! je m'en souviens bien : l'or, l'argent, le platine. L'or, tout le monde le connaît; il est jaune, inaltérable; les acides ne l'attaquent pas; il ne se dissout que dans l'eau régale, avec laquelle il forme un chlorure. L'argent est encore mieux connu; quoiqu'il ne soit guère plus oxydable dans l'air, il y a deux acides qui

(1) V. la légende à la page 38 pour expliquer la réaction.

l'attaquent. L'acide sulfurique sert à le séparer de l'or; l'acide azotique sert à former un azotate très-utile. Le platine est infusible, inaltérable, et forme, comme l'or, un chlorure avec l'eau régale. Il paraît être très-employé, mais il est trop cher. Je me souviens bien de tous les détails dans lesquels vous êtes entré.

— Je termine par quelques preuves de la facilité qu'a l'azotate d'argent à se décomposer. Mêlons dix parties d'azotate d'argent et quatre de soufre, enveloppons le mélange dans du papier. Prenez maintenant ce marteau que je viens de chauffer; frappez fortement, et n'ayez pas peur.

— Quel coup de canon!

— L'oxygène quitte vivement ses premiers composés, comme vous voyez, pour s'unir au soufre. Vous pouvez voir sur le papier des traces d'argent métallique. Le même résultat aura lieu si vous mêlez à parties égales le charbon à l'azotate d'argent. Six parties du même azotate et deux de phosphore produisent un résultat semblable.

— Ce sont justement les corps les plus combustibles.

— Cela devait être, puisque c'est le déplacement violent de l'oxygène qui cause en grande partie l'explosion. On peut faire un ammoniure d'argent qui détone comme l'ammoniure d'or par le frottement d'une barbe de plume. Il n'a pas non plus d'application dans les arts.

A la prochaine séance nous étudierons le groupe suivant. »

ENTRETIEN XII

Métaux du deuxième groupe. — Osmium. — Mercure. — Cinabre. — Vermillon. — Usages du mercure. — Étamage des glaces. — Dorure et argenture par amalgame. — Sels de mercure — Division des sels en genres et espèces, pour les reconnaître plus facilement. — Protochlorure de mercure, ou *calomel*. — Perchlorure, ou *sublimé corrosif*. — Contre-poison pour le perchlorure. — Conservation des pièces d'anatomie. — Le daguerréotype. — De la chambre obscure.

« Le deuxième groupe, dit M. Desfourneaux, ne sera pas l'objet d'une bien longue étude, car il ne renferme que deux métaux. Il y en a un, l'osmium, qui n'est découvert que depuis 1803. Sa couleur n'est pas remarquable : il est *blanc, grisâtre, avec reflets bleus;* il est infusible comme le platine, et ne se volatilise pas. Ce métal n'a pas d'importance dans les arts, et les indications du tableau vous suffisent. Il n'en est pas de même du mercure.

— Oh ! je le sais bien : le mercure est liquide, le mercure se volatilise facilement; il est très-lourd; il sert à faire des baromètres et des thermomètres, comme nous l'avons déjà vu. Il sert aussi à purifier l'argent en formant avec lui un alliage liquide qui permet aux impuretés de s'élever à la surface et de se séparer : c'est déjà quelque chose. Je sais que le mercure s'appelait autrefois vif-argent; que les alchimistes ou les chercheurs de *pierre philosophale* l'ont beaucoup travaillé pour le changer en or. Mais vous dire dans quel pays on le trouve,

comment on le purifie, quels sont ses composés, je ne le puis, je n'en sais rien. Seulement je suis encore persuadé qu'il y a un oxyde de mercure, car, par sa place, ce métal est plus oxydable que ceux du premier groupe; il y a probablement aussi un chlorure et un sulfure de mercure, car le soufre et le chlore s'unissent à tous les métaux. Quant aux sels de mercure, à moins qu'ils ne soient déguisés sous quelques noms bizarres, je n'en connais aucun.

— Je vois avec plaisir, mon ami, que vous retenez bien ce que l'on vous enseigne; je n'aurai que peu de détails à ajouter à ce que vous connaissez du mercure, pour en compléter l'histoire.

Le mercure se trouve dans un petit nombre de localités seulement, et, quoiqu'il se combine à plusieurs métalloïdes, on n'exploite guère que les sulfures de mercure. Les mines les plus importantes sont celles d'Idria, en Frioul; d'Almaden, en Espagne; puis viennent celles du Pérou. Les plus abondantes de toutes sont, à ce qu'il paraît, les mines de la Chine et du Japon; mais nous n'avons aucune idée de leur exploitation, parce qu'il est très-difficile de pénétrer dans l'intérieur de ces pays. Le sulfure de mercure d'où l'on tire le métal est connu dans les arts sous le nom de *cinabre*. Vous devez deviner la manière de l'extraire?

— Jusqu'à présent nous avons vu qu'on grillait les sulfures; le soufre se change en acide sulfureux et s'évapore; le métal reste.

— Pardon; le métal ne reste pas quand ce métal est du mercure, car le mercure se volatilise par la chaleur.

— Alors tout se volatilise par la chaleur; mais le refroidissement ne peut pas liquéfier l'acide sulfureux, tandis qu'il liquéfie très-bien le mercure. Il s'ensuit que,

si l'on fait passer les deux corps à travers des conduits froids, le mercure tombe, et l'on peut laisser sans crainte échapper le gaz sulfureux.

— Vous voyez que la distillation, pratiquée avec le grillage des sulfures, suffit pour avoir le métal parfaitement pur. Le mercure a l'apparence métallique ordinairement; mais quand il est très-divisé, il forme une poudre brune, quoiqu'il ne change pas de propriétés. Les pharmaciens broient fréquemment le mercure avec des graisses ou du miel pour l'employer en frictions externes; on le diviserait de même en prenant la méthode de Boerhaave, c'est-à-dire en attachant un flacon de mercure mêlé d'air et d'eau à l'aile d'un moulin à vent. C'est seulement lorsqu'il est près de bouillir (à près de 360°) que le mercure absorbe l'oxygène, qu'il restitue à la chaleur rouge: l'oxyde de mercure n'est donc pas extrêmement stable.

Le persulfure de mercure, résultat du chauffage en vase clos du mercure et du soufre, est d'un rouge brun, qui, broyé sous les meules avec de l'eau, fournit une poudre du plus beau rouge: c'est le vermillon, qui sert aux peintres, et que la fabrication des cires à cacheter emploie aussi en masse.

Lorsque j'ai besoin de recueillir un gaz soluble dans l'eau, vous savez que je me sers d'un bain de mercure. Dans ce cas, j'ai grand soin de n'avoir aux doigts aucune bague; car le mercure la dissoudrait rapidement, ou du moins la blanchirait, et dans tous les cas la rendrait extrêmement cassante. C'est un effet que vous expérimenterez facilement vous-même.

Les alliages de mercure portent exclusivement le nom d'amalgame; c'est une exception à la règle générale. Ainsi amalgame d'étain signifie alliage de mercure

et d'étain. Les amalgames sont très-utiles dans les arts. Vous avez vu l'amalgame d'argent employé pour purifier l'argent. Eh bien, voyez cette glace : c'est à un amalgame aussi, l'amalgame d'étain, qu'elle doit son éclat. Vous savez que les métaux ont plus que les autres corps la propriété de renvoyer les rayons lumineux qui les frappent. Vous savez que les miroirs de télescopes se font avec un alliage de platine et de cuivre. Vous savez sans doute aussi que les anciens ne se servaient autrefois que de petits miroirs de métal. Aujourd'hui les miroirs de toilette sont invariablement composés d'une glace bien polie et bien dressée, derrière laquelle est une couche métallique que le verre empêche de se ternir et de se *gauchir*. Pour étamer une glace, on étend sur une table en pierre une feuille très-mince d'étain qu'on recouvre de mercure. On passe la glace dessus en la faisant glisser comme dans une coulisse, et ayant soin de couper en deux la couche de mercure. Il est important de ne pas laisser d'air ni de mercure liquide entre la glace et l'étamage. Ainsi on la charge de poids, on la presse en tous sens, et lorsque l'amalgame est bien fixé, on la livre au commerce. C'est un autre amalgame, l'amalgame de bismuth, qui donne aux globes de verre l'éclat métallique. Enfin, les amalgames d'or et d'argent donnent encore un moyen d'argenter ou de dorer les métaux. En effet, frottez avec un amalgame de cette nature un morceau de métal bien décapé, et chauffez ensuite.

— Je vois bien ce qui arrivera : le mercure, qui est volatil, s'évaporera; l'or et l'argent, au contraire, se fixeront davantage.

— Maintenant que vous connaissez le parti qu'on peut tirer du mercure et de ses amalgames, disons

quelques mots de ses sels. L'acide sulfurique et l'acide azotique forment avec le mercure deux sels chacun : sulfate et azotate de protoxyde, sulfate et azotate de peroxyde.

— Il y a donc deux oxydes de mercure ?

— Oui, mais le premier ne s'obtient jamais seul; il n'existe qu'en combinaison avec les acides. Le sulfate de protoxyde s'obtient quand on traite le mercure par l'acide faible; si l'on emploie l'acide concentré et chaud, on produit du sulfate de peroxyde. L'un et l'autre sont en poudre blanche ; mais le sulfate de protoxyde, mis en contact avec l'eau, se change en deux autres acides, l'un qui renferme plus d'acide, et l'autre plus d'oxyde.

— Il peut donc y avoir de ces sortes de mélange dans les sels ?

— Ce sont toujours des proportions exactes et déterminées; seulement, un sel peut se présenter sous trois formes : 1° sous forme de *sel acide*, lorsque l'acide est dans une proportion assez forte pour communiquer au sel la propriété de rougir le tournesol; 2° sous forme de *sel basique,* lorsque la *base* ou l'oxyde du sel est dans une proportion assez forte pour communiquer au sel la propriété de verdir le sirop de violettes; 3° sous forme de *sel neutre*.

— C'est cette forme qui maintient l'équilibre.

— C'est cela. Mais revenons à nos sulfates de mercure. Le sulfate de protoxyde se partage donc en présence de l'eau en un sulfate acide, et, par conséquent, soluble, et en un sulfate basique insoluble. Ce dernier se précipite en jaune. Le sulfate de peroxyde, qui est aussi en poudre blanche, n'est pas décomposable par l'eau.

Les azotates de mercure, comme l'azotate d'argent, tachent la peau en brun, et pour la même raison. Ce sont comme lui de violents poisons, dont pourtant la médecine tire parti. Les chapeliers s'en servent aussi pour la préparation des poils de lièvre et de lapin. On appelle alors ces azotates *eau-forte* des chapeliers (1).

Il vous sera toujours facile de distinguer les sels de mercure non-seulement des autres sels, mais même les uns des autres. Ainsi tous les corps qui peuvent prendre la place du mercure dans ses sels vous révèleront sa présence.

— Comment cela ?

— Vous savez que tous les oxydes, excepté ceux du dernier groupe, sont insolubles dans l'eau. Donnez donc à l'acide du sel inconnu un oxyde du dernier groupe, ou de l'ammoniaque, qui a le même usage, et vous précipiterez l'oxyde du mercure, ou le mercure lui-même, qu'il vous sera facile de reconnaître soit à la couleur, soit à la manière dont il se formera, soit à ses propriétés.

— Je comprends : on isole l'oxyde ou le métal, et quand ils sont ainsi démasqués, il n'est pas difficile de les reconnaître.

— Il est donc facile de reconnaître un sel de mercure ; tous d'ailleurs sont décomposables par la chaleur. Les acides de ces sels sont, ou l'acide sulfurique, ou l'acide azotique, qui sont faciles à distinguer dans tous les cas. Il n'y a donc pas de difficulté réelle à distinguer le genre de sels ni l'espèce.

— Qu'appelez-vous le genre et l'espèce ?

— Les sels du même genre sont ceux qui ont le même

(1) Assez souvent dans les arts l'acide azotique ou nitrique étendu d'eau prend le nom d'*eau-forte*, à cause de son action énergique sur les métaux.

acide : ainsi, quand je dis qu'il est facile de distinguer les genres, vous comprendrez qu'il est facile de distinguer les sulfates des azotates, etc. Les sels de même espèce sont ceux qui ont pour base le même métal.

— Ainsi l'acide détermine le genre, et le métal l'espèce. Les sulfates de mercure sont du genre *sulfate* et de l'espèce *mercure*.

— C'est cela. Tous les sulfates ont des caractères qui leur sont communs, comme nous le verrons à mesure que nous avancerons, caractères qui tiennent aux propriétés mêmes de leur acide. Tous les sels d'une espèce ont aussi leurs caractères particuliers; ces caractères leur sont communiqués par le métal. Lors donc qu'on étudie les caractères généraux des sels, on les envisage sous ce double point de vue. Lorsqu'on étudie chaque sel, il ne reste plus qu'à distinguer quelques caractères particuliers. Ainsi, dans les sels de mercure, vous n'aurez plus qu'une chose à examiner, c'est de savoir si le sel dont vous cherchez le nom est un sel de *protoxyde* ou de *peroxyde*. Voici comment vous les reconnaîtrez.

L'ammoniaque produit dans un sel de *protox.* — précipité noir,
dans un sel de *perox.* — précipité blanc.

C'est là un caractère bien tranché. En voici un autre qui ne l'est pas moins :

Le chlore produit dans un sel de *protox.* — précipité blanc.
dans un sel de *perox.* — pas de précipité.

Je produis ces réactions sous vos yeux ; vous voyez que rien n'est plus simple. Seulement, en me servant du chlore je n'en verse qu'avec précaution, car s'il est vrai qu'il se forme un précipité qui est du chlorure de

mercure, il est vrai aussi que le chlorure de mercure, insoluble dans l'eau, est soluble dans le chlore; nous allons en voir la raison en disant un mot des deux chlorures de mercure, qui sont bien les composés du mercure les plus importants.

Le protochlorure de mercure, lorsqu'il est fait directement avec du sel marin (chlorure de sodium) et du sulfate de protoxyde de mercure qu'on fait chauffer, s'obtient en belles aiguilles d'un blanc jaunâtre et très-brillantes; réduits en poudre, ces cristaux sont jaune-citron. Si maintenant je fais du protochlorure en versant du chlore dans une dissolution de sel de mercure, ce protochlorure est, comme vous voyez d'une blancheur éclatante. C'est là une exception aux règles ordinaires. Le protochlorure de mercure est très-employé en médecine, sous le nom de calomel ou de mercure doux.

Ajoutez au protochlorure un volume de chlore, et vous changez le composé le plus inoffensif en un poison extrêmement violent, que les alchimistes appelèrent *sublimé corrosif*.

— C'est là le perchlorure?

— Lui-même. Il se forme comme le protochlorure; seulement on emploie le sulfate de deutoxyde au lieu de sulfate de protoxyde. Il cristallise, comme vous voyez, en aiguilles fines et déliées parfaitement blanches; il est très-soluble dans l'eau: voilà pourquoi le chlore ne produit pas de précipité dans les sels de peroxyde; c'est qu'il ne se produit pas du protochlorure insoluble, mais du perchlorure très-soluble. Si l'action de ce composé est terrible sur les êtres animés, nous avons pour le combattre des moyens puissants; car tous les corps qui ont quelque affinité pour le chlore le ramènent à l'état de protochlorure, en lui enlevant la

moitié de cet élément; et vous savez que le protochlorure est tout à fait insoluble et sans propriétés malfaisantes. Le corps qui décompose le mieux le *sublimé corrosif,* c'est le blanc d'œuf. Si je prends une petite quantité de blanc d'œuf délayé dans l'eau, et que j'en verse dans une solution de perchlorure de mercure, il se forme un nuage blanc ou même un précipité floconneux. Cette substance, que nous examinerons en son temps, est donc un réactif excellent et un contre-poison puissant.

Le perchlorure de mercure est excellent pour conserver les pièces d'anatomie et empêcher la putréfaction. Les substances organiques, plongées dans une dissolution plus ou moins concentrée, deviennent dures comme du bois. Voici un morceau de viande, le premier venu, que j'ai trempé dans ce perchlorure; il résonne comme une planche.

Le mercure combiné à l'iode vient de recevoir une application fort brillante. M. Daguerre a inventé un appareil au moyen duquel un paysage se dessine de lui-même sur une plaque d'argent. C'est au moyen du mercure et de l'iode que cet effet se produit. C'est un résultat merveilleux et qui a valu à son auteur une pension beaucoup plus honorable par la manière dont elle a été votée que par sa valeur.

— Je ne comprends pas comment un paysage peut se dessiner lui-même.

— Vous savez déjà, n'est-il pas vrai, que les objets éclairés par le jour renvoient tout ou partie des rayons qu'ils reçoivent. Ces rayons, venant frapper l'œil, vont peindre au fond de cet organe une image que notre intelligence perçoit ensuite. Je ne prétends pas vous expliquer un des plus impénétrables mystères que Dieu

ait jetés entre nous et lui ; seulement je veux constater le fait que vous comprenez bien. Maintenant ces mêmes rayons qui aboutissent à l'œil, pour y fixer la trace des objets, peuvent aussi bien aboutir à tout autre point qui sera à leur portée, à un rond en verre, par exemple. Si le verre est bombé d'une certaine manière, les rayons, tombant plus ou moins d'aplomb, devront dévier en le traversant. Il est donc possible de réunir ces rayons en les forçant à dévier pour se rapprocher les uns des autres, sans changer leur place respective.

— Il suffit de disposer pour ce but la surface du verre, en l'arrondissant plus ou moins dans un sens ou dans un autre.

— En physique, nous expliquerons les lois que suivent ces rayons, et l'ordre qu'ils gardent; vous en savez assez pour ce que je dois vous expliquer aujourd'hui. Lorsque les rayons lumineux envoyés par chaque objet ont changé de direction en passant à travers la lentille de verre (1), ils continuent leur route, jusqu'à ce qu'ils rencontrent un autre corps. C'est là que M. Daguerre les attend. Pour s'en servir, il faut d'abord qu'il les enferme, afin de n'avoir qu'eux.

— C'est assez difficile.

— Bah ! Est-ce que vous ne vous souvenez plus de la manière dont nous avons décomposé les rayons du soleil, au moyen du prisme ?

— Ah ! oui, vous avez fermé les volets de manière à n'avoir qu'un petit faisceau de rayons dans la chambre.

— Sans doute. De cette manière j'ai vu clairement l'effet de ces rayons dans l'obscurité. Si j'avais laissé venirde tous côtés les autres rayons, ceux que je vou-

(1) On appelle lentille un morceau de verre rond plus ou moins convexe ou bombé.

lais décomposer n'auraient pas laissé de trace. Eh bien, au lieu d'une grande chambre, admettons que les rayons de l'objet qu'on veut dessiner tombent dans une boîte bien close, après avoir passé à travers la lentille; l'effet de ces rayons ne sera pas contrarié par la lumière, et chaque rayon ira frapper contre le fond de la boîte, au point précis où la forme du verre l'aura dirigé, et y laissera sa trace. Voilà ce qu'on appelle la chambre obscure, en physique. C'est une chambre, une boîte ou une enceinte quelconque, dans laquelle on ne laisse passer que les rayons renvoyés ou réfractés par certains objets, et encore ces rayons doivent avoir passé à travers une ou plusieurs lentilles qui les concentrent et rapetissent plus ou moins l'image.

— J'ai vu des miroirs à petites facettes creusées; j'ai vu ma timbale d'argent ou ma cuiller qui me font, lorsque je me mire dedans, une figure plus ou moins hideuse. Y a-t-il quelque rapport?

— Oui; seulement c'est l'effet inverse, parce que les rayons ne traversent ni le miroir, ni l'objet d'argent; mais ils reviennent se peindre dans l'œil, parce qu'ils sont renvoyés par la surface brillante. Ici, au contraire, les rayons traversent la lentille de verre, parce que le verre est transparent.

Je ferme ce volet, et je bouche ce seul trou qui reste avec une lentille. Vous voyez que les objets extérieurs viennent se peindre plus ou moins nettement sur le mur opposé. Pour avoir une image nette, il suffirait de trouver le point précis où les rayons arrivent, pour être assez resserrés. Maintenant que nous savons qu'on fait arriver où l'on veut les rayons, il faut les obliger à laisser sur la surface où ils tombent une trace de leur présence. C'est ce qu'a fait M. Daguerre. Il a remarqué

que certaines substances ont la propriété de se combiner seulement lorsqu'elles ont le contact de la lumière.

— Oui ; nous avons vu hier que les cristaux d'azotate d'argent noircissent à la lumière, parce que le métal se désoxyde.

— Nous avons vu encore qu'en jetant au soleil un flacon d'hydrogène et de chlore mêlés, le flacon se brisait en mille pièces bien avant de toucher la terre, et dès qu'il était frappé par les rayons du soleil.

Ajoutons, si vous voulez, que je vous ai dit quelque part que l'iode et le brome, métalloïdes que nous n'avons vus encore que dans le tableau, ont bien de la ressemblance avec le chlore. Il s'agissait donc de trouver deux corps qui ne pussent pas se combiner à l'abri de la lumière, et qui reçussent assez vivement l'impression d'un rayon pour se combiner aussitôt. La sagacité et la patience de M. Daguerre l'ont conduit à ce résultat. Le mercure est l'un des corps qu'il emploie, l'iode est l'autre. Ces deux corps, mis en présence convenablement sur une plaque d'argent qui reçoit les rayons de l'objet éclairé, tracent l'image de cet objet avec une pureté admirable.

— S'il en est ainsi, les objets éclairés sont les plus noirs, puisque ce sont ceux que la lumière attaque.

— Les choses ne se passent pas ainsi. Les plaques d'argent, préparées convenablement, sont exposées à la vapeur de l'iode, qui les colore en brun; puis on laisse les rayons émanés du sujet à dessiner, frapper sur la plaque pendant un temps qui varie depuis dix minutes jusqu'à une demi-heure (1). Après quoi, quand on juge

(1) L'invention de Daguerre a donné naissance à une science nouvelle, la

assez forte l'action de la lumière sur la plaque, on expose celle-ci avec les précautions exigées à la vapeur du mercure, qui se fixe avec plus ou moins d'intensité sur les parties plus ou moins attaquées par la lumière. Ainsi le mercure trace les jours en blanc métallique, et l'iode non attaqué par la lumière conserve les ombres plus ou moins fortes.

— Cette découverte est-elle ancienne ?

— Elle date de 1839 ; depuis bien des années, du reste, M. Daguerre y travaillait. Aujourd'hui son procédé reproduit parfaitement tous les objets matériels. Les plus petits détails n'échappent pas au daguerréotype : chaque point de chaque objet lance son petit rayon qui vient se fixer docilement à sa place au fond de la chambre noire ; l'iode et le mercure accusent fidèlement sa présence. A l'œil ces dessins paraissent parfaitement corrects, mais n'ont rien de particulier ; le reflet métallique qu'ils conservent est même peu agréable ; mais lorsqu'on les examine au microscope, cette masse confuse se débrouille ; il n'y a pas un petit détail qui soit perdu, de si loin qu'il ait été pris. Le travail de M. Daguerre est admirable ; sa découverte promet de grands résultats pour les arts. On ne peut donc que louer le gouvernement d'avoir accueilli cette découverte et d'avoir acheté, au prix d'une récompense bien méritée, le droit de la rendre publique, afin que chacun puisse en profiter.

— Inutile alors d'apprendre le dessin, la peinture ?

— Le daguerréotype ne supprime ni le dessin ni la

PHOTOGRAPHIE, qui est du domaine de la physique plutôt que de la chimie. Nous ferons remarquer seulement que depuis la 1re édition de ce livre cette science a fait de tels progrès, qu'il suffit aujourd'hui d'une demi-seconde pour tracer l'image d'un objet.

peinture. Le daguerréotype représente fidèlement ce qui existe, et voilà tout. Mais s'il s'agit de dessiner une scène, d'inventer un sujet, de rendre une idée, de tracer un modèle nouveau, le daguerréotype ne peut rien à tout cela. Seulement, tel qu'il est, il rendra d'immenses services aux sciences. »

ENTRETIEN XIII

Métaux du troisième groupe. — Métaux acidifiables qui s'y trouvent. — Du PLOMB. — Massicot. — Minium. — Litharge. — Jaune minéral. — Céruse, ou blanc de plomb. — Mine orange. — Colique des peintres. — Du CUIVRE. — Étamage. — Sels de cuivre. — Alliages. — Du BISMUTH. — Alliages fusibles. — Blanc de fard, magister de bismuth. — ANTIMOINE. — Alliages divers. — Chlorure d'antimoine. — CHROME. — Oxyde vert de chrome. — Chromates. — ARSENIC. — Sulfure d'arsenic. — Orpiment. — Réalgar. — Rusma. — Acide arsenieux ou arsenic blanc. — Arsenite de cuivre. — Empoisonnement par l'arsenic. — Contre-poison. — Arseniure d'hydrogène ou hydrogène arseniqué.

« Il paraît, dit Paul, que parmi les métaux qui peuvent absorber l'oxygène à toute température, beaucoup ne décomposent pas l'eau; car le troisième groupe compte à lui seul quatorze métaux, dont deux sont très-communs, le *plomb* et le *cuivre*.

— Ce groupe ne nous retiendra pas beaucoup plus longtemps que les autres; le plomb et le cuivre sont effectivement les seuls très-importants, quoique je ne puisse pas passer tout à fait sous silence le bismuth, l'antimoine, le chrome et l'arsenic, dont les arts tirent quelque parti.

— Le troisième groupe est partagé en deux : est-ce seulement parce qu'il est trop nombreux ?

— C'est parce qu'il offre une particularité qui ne se reproduit pas dans les autres groupes. Une certaine proportion d'oxygène acidifie plusieurs métaux, et ces acides sont propres à former des sels avec les oxydes

des autres métaux. Le plomb, le cuivre et le bismuth n'ont pas cette propriété.

DU PLOMB.

Le plomb est connu de toute antiquité comme l'or, l'argent et le mercure. Les anciens le gratifiaient du nom de *Saturne*. Avec le plomb commencent à se multiplier les sels, que jusqu'ici nous avons trouvés assez rares pour chaque métal, parce que le groupe que nous étudions commence à avoir assez d'affinité pour l'oxygène, puisque la chaleur ne réduit pas ses oxydes. Vous ne vous étonnerez donc pas quand je vous dirai qu'il y a non-seulement des sulfures de plomb, mais encore des carbonates, des phosphates, des azotates, des arseniates, etc., de plomb. Le sulfure de plomb, le seul que les mineurs exploitent sous le nom de *galène*, contient toujours de l'argent (1); aussi nous avons vu que, lorsqu'il était assez riche, on l'exploitait comme mine d'argent, en grillant d'abord le sulfure et soumettant ensuite l'alliage à la coupellation. On se sert aussi du sulfure de plomb (nommé alors *alquifoux*) pour vernir les poteries communes : les potiers en saupoudrent les vases entre deux *cuites;* la chaleur dégage le soufre à l'état d'acide sulfureux ; le plomb oxydé se combine avec la terre et s'y vitrifie.

Plus nous avancerons, plus la purification des métaux sera compliquée. C'est à leur affinité pour l'oxygène qu'il faudra s'en prendre de cet inconvénient. Quand on grille le sulfure de plomb, tandis que le soufre se convertit en acide, le plomb, lui aussi, se change en oxyde ;

(1) On ne cite qu'une seule mine de plomb qui ne contienne pas d'argent ; elle est précieuse à cause de cela même pour analyser ce dernier métal. On sait qu'on analyse l'argent en l'alliant au plomb pour le faire passer à la coupelle.

ce qui n'arrivait pas pour les sulfures précédents. Cet oxyde, en présence de l'acide, le force à s'acidifier davantage pour se combiner à lui, du moins en partie. Il résulte donc du grillage qu'au lieu d'un composé binaire de soufre et de plomb, on a un composé binaire d'oxygène et de plomb, et un sel, le sulfate de plomb. Ce nouveau composé se réduit par le charbon, qui absorbe l'oxygène, et par la fonte de fer en grenaille, qui s'empare du soufre. Ce mode de purification n'est pas le seul qu'on puisse employer; mais c'est le plus simple et le plus économique.

Je n'entrerai pas dans de longs détails sur les propriétés du plomb; vous les connaissez.

— Oui, si vous voulez, je vais essayer de vous les dire :

Le plomb est blanc bleuâtre; quand il vient d'être coupé ou gratté, il est assez brillant, mais cela ne dure pas. L'air l'oxyde facilement; ce n'est plus comme les métaux des deux premiers groupes. Il est loin d'être aussi dur qu'il est lourd; il se ploie facilement; on le raie avec l'ongle, on le couperait aux ciseaux. Le plomb sert à faire des tuyaux, des gouttières, à couvrir des maisons, à faire des bassins, à purifier l'or et l'argent, et probablement à beaucoup d'autres choses. Il y a au moins un oxyde de plomb, un sulfure et beaucoup de sels dont plusieurs peuvent être très-utiles. Voilà tout ce que j'en sais.

— C'est déjà quelque chose. Voici maintenant ce qu'il faut que vous sachiez encore :

Le plomb s'oxyde facilement à l'air humide; mais les oxydes de plomb prennent dans le commerce les noms de *massicot*, *minium*, *litharge*, etc.

La plupart des sels de plomb sont insolubles. Cepen-

dant l'azotate et l'acétate sont solubles. Ils sont d'ailleurs tous faciles à reconnaître en les confrontant avec un dénonciateur très-rigoureux, l'acide sulfhydrique, qui les noircit à l'instant, comme vous pouvez l'essayer. Chauffés sur des charbons ardents, les sels de plomb se réduisent, et le plomb reparaît en globules.

— Je croyais que la chaleur ne pouvait rien pour la liberté des métaux des quatre derniers groupes.

— La chaleur seule, non; mais avec l'aide du charbon, oui. Vous allez voir : voici une carte de visite recouverte d'un enduit brillant de carbonate de plomb, c'est une carte-porcelaine. Brûlez-la à demi avec précaution... Bien. Vous voyez maintenant sur les bords brûlés une espèce de sueur métallique : c'est le plomb réduit au moyen du charbon provenant du papier brûlé. Le carbonate de plomb a reçu beaucoup d'emplois; le commerce le connaît sous le nom de *céruse* ou *blanc de plomb*. La céruse est insoluble dans l'eau; l'acide azotique, au contraire, la dissout parfaitement.

Elle est souvent mêlée dans le commerce avec des substances blanches plus communes; les peintres doivent se méfier de ces falsifications. Il n'y a que le sulfate de baryte qui ajoute quelques avantages à la céruse. Chauffée avec précaution, la céruse donne une variété de minium qui retient toujours un peu de carbonate de plomb, la *mine orange;* elle est employée pour les papiers de tenture, et bien plus estimée que le minium rouge. Il faut vous défier en général des composés du plomb, qui sont tous vénéneux; les peintres en éprouvent souvent de funestes effets. Leurs tremblements convulsifs et l'affection cruelle qu'on appelle *colique des peintres* viennent des émanations des sels de plomb qui

leur fournissent leurs plus utiles couleurs. Il faut donc n'employer le plomb et ses composés qu'avec une certaine précaution, et se garder d'habiter trop tôt les appartements peints avec des sels de plomb.

DU CUIVRE.

Le second des métaux du troisième groupe, c'est le cuivre. Nous avons vu des métaux beaucoup plus précieux; mais nous n'en avons pas étudié jusqu'ici de plus utile ni de plus répandu, quoiqu'il ne s'en trouve en France que dans trois contrées, près de Lyon, dans les Pyrénées et la Bretagne. L'Angleterre fournit à elle seule la moitié du cuivre qui se consomme.

Je ne vous parlerai pas longuement du traitement des minerais de cuivre, qui sont ordinairement des sulfures doubles de cuivre et de fer nommé *cuivre pyriteux*. Le soufre ayant une grande affinité pour ces deux métaux, les pyrites sont très-difficiles à exploiter; ce n'est que par des grillages et des fontes multipliés qu'on parvient à affiner suffisamment le cuivre et à l'obtenir en plaques rondes et rugueuses. En cet état, le commerce l'appelle *cuivre rosette*. Le cuivre était connu des anciens, qui le découvrirent d'abord dans l'île de Chypre et lui donnèrent le nom de *Vénus*, déesse particulièrement vénérée dans cette île.

— Voici ce que je sais du cuivre : on peut l'obtenir en plaques minces; il est difficile à fondre; il a du son, de la dureté; quand on le frotte, il a une odeur assez peu agréable. Il sert à faire beaucoup d'ornements, des casseroles, des chaudières, de la quincaillerie.

— Ajoutez à cela que le cuivre s'oxyde facilement à l'air humide et lorsqu'il est en contact avec des corps

gras ou acides. Aussi les gouvernements l'ont plusieurs fois proscrit pour l'usage domestique, en Suède principalement. Pour profiter de ses avantages sans crainte, on a pris l'habitude d'étamer les ustensiles en cuivre dans lesquels on prépare les aliments. La couche d'étain fondu qui recouvre une casserole garantit pendant quelque temps le cuivre de l'oxydation, parce qu'il n'a plus le contact de l'air, de l'eau et des corps gras. Il faut avoir soin de renouveler l'étamage aussitôt qu'il commence à s'user, soit par le recurage, soit par le contact des corps qui le décomposent peu à peu.

Le cuivre, chauffé au rouge, laisse détacher des écailles sous le nom de battitures : c'est du protoxyde sec. Il sert à colorer en rouge les vitraux d'église. Le même métal, soumis à une chaleur plus vive et plus forte, fournit du deutoxyde qui, mêlé aux substances vitrifiables, leur donne une teinte noire. Vous m'avez vu dissoudre du cuivre dans l'acide azotique? L'azotate de deutoxyde, qui se forme alors, a une assez jolie couleur bleu clair. Si l'on précipite l'oxyde avec la potasse, et qu'on y ajoute une suffisante quantité d'ammoniaque, le précipité floconneux se détruit, parce qu'il se forme une ammoniure de deutoxyde de cuivre, dont la magnifique couleur bleue sert, sous le nom d'eau céleste, a parer la devanture de boutique des pharmaciens.

Les sels de cuivre cristallisés ou dissous sont tous verts ou bleus, solubles ou non. Nous n'étudierons que le sulfate connu sous le nom de *vitriol bleu*, *couperose bleue*. Je vous le présente ici en beaux cristaux bleus qui s'effleurissent à l'air. Une foule d'étoffes doivent leur couleur bleue, lilas, violette, à la présence du sulfate de cuivre, qui entre dans la composition de l'encre

et de la teinture noire. Les fabricants d'indiennes s'en servent aussi beaucoup.

Il est facile d'obtenir le sulfate de cuivre en plongeant dans l'acide sulfurique une lame de cuivre ; mais on trouve plus économique de chauffer le métal avec la fleur de soufre ; il se produit d'abord du sulfure que l'air convertit bientôt en sulfate. On le dissout dans l'eau, puis on fait évaporer la liqueur ; il se dépose de très-beaux cristaux qui, desséchés complétement, forment une poudre blanche à laquelle une dissolution dans l'eau rend la couleur bleue. Ce sel, du reste, est aussi vénéneux que les autres sels solubles du même métal. Je vous répète ici ce que je vous ai dit de l'argent et ce que j'aurais pu vous répéter pour le plomb. Une lame de fer, plongée dans une dissolution de cuivre, se couvre de cuivre métallique, et laisse dissoudre du fer qui forme un sulfate de fer.

— Je m'en doutais. Je viens de laisser tomber une goutte de sulfate sur la lame de mon couteau. Il est rouge à cette place. L'effet est assez singulier du reste : voulez-vous rendre rouge une lame blanche, trempez-la dans une liqueur bleue.

— Abandonnons ce petit jeu pour nous occuper des alliages de cuivre. Vous parliez tout à l'heure du cuivre jaune : c'est un alliage de cuivre et d'un métal du quatrième groupe, le zinc : 65 parties de cuivre et 35 parties de zinc forment le laiton ordinaire. Le *chrysocale*, avec lequel se font les bijoux faux, ne contient que 10 parties de zinc ; car, suivant qu'on veut avoir un alliage plus ou moins foncé, on met une moindre ou une plus grande quantité de zinc dans l'alliage. La fabrication des épingles en fil de laiton est l'objet d'un étonnement profond de la part de tous ceux qui visitent les fabriques.

Il ne faut pas moins de quatorze opérations confiées à des ouvriers et à des machines différentes pour faire une seule épingle. Eh bien, ces quatorze ouvriers font trente épingles pour un centime. Nous n'avons pas à nous occuper de la manière dont on fabrique les épingles; la seule opération qui nous regarde, c'est l'étamage, qui empêche les épingles de s'oxyder et d'avoir l'odeur désagréable du cuivre échauffé ou du vert-de-gris qui se forme. Pour étamer les épingles, on les plonge dans une bassine avec de l'étain et de la crème de tartre, qui a la propriété d'oxyder le métal par une réaction que je ne vous expliquerai pas aujourd'hui. Le zinc qui se trouve dans l'épingle se dissout, prend la place de l'étain qui vient se fixer sur l'épingle comme le cuivre s'est fixé tout à l'heure sur votre couteau. Il faut faire bouillir pendant plusieurs heures les épingles avec l'étain et la crème de tartre pour obtenir ce résultat.

Il existe un autre alliage de cuivre plus dur et néanmoins plus fusible que le métal primitif. Il prend, suivant les proportions des métaux, le nom d'airain, de bronze, etc. Il sert à la fabrication des canons, des cloches, des médailles, des statues.

Le cuivre, allié au zinc et au nickel, forme un nouvel alliage qui commence à se répandre et à remplacer souvent avec avantage la vaisselle d'argent et surtout le placage. L'*argent allemand, argenton* ou *maillechort* a la blancheur, le brillant, la sonorité, le poids, l'inaltérabilité presque de l'argent de vaisselle. Ils sont plus durs que l'argent et conservent mieux la dorure. C'est surtout comme vermeil ou argent doré qu'ils méritent d'être employés. A l'état naturel, cet alliage a bien aussi ses avantages; mais il a besoin d'un entretien con-

stant. Sa principale propriété est de pouvoir tomber sans que l'objet soit déformé par une bosse désagréable à l'œil (1).

DU BISMUTH ET DE L'ANTIMOINE.

Ces deux métaux sont en masses lamelleuses fragiles, douées d'un assez vif éclat; seulement, le premier a une teinte jaunâtre; et le second, un reflet bleuâtre qui les distinguent suffisamment à l'œil. Le bismuth se trouve dans les mines d'argent et de cobalt, et souvent à l'état natif: sa principale qualité résulte de sa fusibilité (+ 246°). S'il est allié au plomb et à l'étain dans la proportion de cinq parties de bismuth, trois parties de

(1) Lorsque l'argenton aura acquis une importance commerciale assez grande, il faut espérer que le gouvernement réglementera les proportions de cet alliage. Pour faire comprendre la nécessité de cette surveillance, il suffit de rappeler le prix des métaux qui le composent dans différentes proportions. En Allemagne on le forme ainsi :

4 Kil. de cuivre purifié à 3 fr. . . .	12	»
2 Kil. de nickel à 15 fr.	30	»
1 Kil. de zinc à 0 fr. 80 c.	»	80
	42	80

Soit pour le prix du kilogramme d'alliage 6 fr. 12 c.

M. Pelouze fils, essayeur à la Monnaie de Paris, a conclu de beaucoup d'expériences qu'il vaut mieux supprimer le zinc; que parties égales de cuivre et de nickel donnent un excellent métal, dur, malléable, sonore, etc. Mais le zinc ajoute au poids en diminuant beaucoup la valeur; aussi les fabricants ne renoncent-ils pas à son emploi et forcent-ils ses proportions. L'alliage devrait être :

1 Kil. cuivre. . . 3 fr.
1 Kil. nickel. . . 15 } Pour 1 kil. d'alliage. . . 9 fr.

Cette différence, en excitant la cupidité du fabricant, empêche la société de profiter avec sécurité d'un alliage fort important et dont nous conseillerions vivement l'emploi s'il était fait dans les proportions fixées par M. Pelouze; car il rendrait autant de services que l'argenterie, et permettrait de réaliser l'économie énorme qui existe entre l'argent et l'argenton, entre 200 f. et 9 f. La différence sera plus grande encore lorsque le nickel sera exploité comme il doit l'être. L'Allemagne seule nous en fournit en petite quantité.

plomb et deux d'étain, il fond à + 100°. Huit parties de bismuth, cinq de plomb et trois d'étain donnent un alliage fusible à + 94. Enfin, en ajoutant à cet alliage un neuvième de son poids de mercure, on obtient un nouvel alliage qui fond à + 53. Cet amalgame sert aux dentistes pour plomber les dents creuses; les autres sont très-utiles depuis surtout l'invention des chaudières à vapeur. Lorsque les chaudières sont chauffées trop fortement, et que la vapeur ne sort pas en assez grande abondance, la température de l'eau s'élève, dépasse cent degrés, et la force élastique de la vapeur peut aller jusqu'à faire éclater la chaudière. Pour éviter en partie cet inconvénient, la police force les propriétaires de chaudières à y pratiquer des ouvertures qui ne sont recouvertes que de rondelles fusibles à un certain degré; de sorte que l'eau ou la vapeur venant à atteindre ce degré, la rondelle fond, et la vapeur s'échappe sans rien briser.

En dissolvant le métal dans l'acide azotique, on obtient de l'azotate de bismuth qui, dans l'eau, se divise en azotate acide, soluble comme tous les sels acides, et en sous-azotate ou azotate basique, nommé autrefois *magister de bismuth, blanc de fard.* Vous pouvez en faire l'épreuve. Le blanc de fard, très-employé autrefois par les femmes, a l'inconvénient de rendre la peau *rugueuse,* et de noircir en présence de l'acide sulfhydrique. On emploie encore quelquefois néanmoins le sous-azotate de bismuth. Cependant la consommation du métal a si peu d'importance, qu'elle ne dépasse pas par année 5,000 kilogrammes.

L'antimoine, connu depuis assez longtemps, a exercé la patience des alchimistes. Son éclat leur faisait croire qu'ils parviendraient à le convertir en métal plus par-

fait, c'est-à-dire en argent ou en or. Ses propriétés purgatives sont remarquables; l'émétique, que vous connaissez bien, sans doute, et qu'on donne aux malades pour les faire vomir, est un sel double d'antimoine et de potasse, dont l'acide est organique (acide tartrique extrait de la lie de vin). L'antimoine fut d'abord obtenu de son sulfure par Basile Valentin, célèbre alchimiste et moine dont nous avons déjà parlé. On dit que, supposant à l'antimoine des vertus salutaires, il voulut l'expérimenter sur les bons pères de son couvent, qui s'en trouvèrent fort mal et moururent en grand nombre. De là lui vient, assure-t-on, le nom d'*antimoine*. L'antimoine métallique, malgré ce résultat fâcheux, fut longtemps employé en médecine comme purgatif. Et si l'on ne doit pas craindre de dire ce que nos aïeux ne craignaient pas de faire, on fabriqua de petites boules métalliques nommées *pilules perpétuelles*. Le malade prenait un nombre donné de ces pilules, qui, en séjournant dans l'estomac, n'y laissaient qu'une très-petite quantité de métal dissous. Lorsqu'il les rendait avec les résidus de la digestion, on les recueillait, on les lavait, et on les gardait pour une autre fois. De là le nom de *perpétuelles* donné à ces pilules. Elles passaient ainsi, avec leur vertu purgative, de génération en génération.

Aujourd'hui l'antimoine s'allie en petite quantité à l'étain dont on fait des couverts, et au plomb dont on fait les caractères d'imprimerie : le but de l'alliage est de rendre plus dur le métal principal. L'effort de la presse à imprimer aurait bientôt émoussé les angles des caractères s'ils étaient en plomb pur; on les aurait bientôt cassés s'ils étaient d'antimoine seulement.

Le sulfure d'antimoine, traité convenablement par

l'acide chlorhydrique, donne du chlorure d'antimoine ou beurre d'antimoine, qui sert aux médecins pour cautériser les plaies faites par des animaux venimeux ou enragés. Appliqué à temps, il réussit souvent, tant son action est énergique. Ce chlorure d'antimoine sert encore à bronzer les métaux; appliqué sur un canon de fusil, il laisse une couche très-légère d'antimoine métallique, tandis que le fer en détache le chlore.

LE CHROME.

Le chrome, plus récemment découvert, a un oxyde vert magnifique très-employé dans les fabriques de porcelaine, et un très-bel acide rouge de pourpre qui n'a d'emploi que dans les sels qu'il forme. Le principal de ces sels est le chromate de potasse. On trouve dans la nature un minéral gris noirâtre composé de peroxyde de fer et d'oxyde de chrome. En calcinant ce minerai avec l'azotate de potasse, voici la réaction qui s'opère :

Oxyde de chrome.			acide chromique.	chromate de potasse.
Azotate de potasse.	acide azotique.	oxygène. .		
		acide hypazotique. . .		
	potasse ou oxyde de potassium. . . .			

Pour que l'effet soit complet, il faut traiter le résidu de la calcination par l'eau bouillante; en évaporant et laissant cristalliser, on obtient de jolis cristaux jaune citron de chromate neutre assez peu soluble. Si l'on traite ce chromate par l'acide azotique très-étendu, cet acide laissera au chromate neutre une partie de son oxygène, et le transformera en chromate acide très-soluble comme tous les sels acides, pourvu d'une belle couleur orangée. Ces deux chromates donnent des couleurs superbes aux teinturiers. Qu'on leur présente un corps

très-avide d'oxygène, et on les décomposera facilement; il se formera de l'oxyde vert soluble dans la potasse ou l'ammoniaque. Les chromates de plomb (jaune), de mercure (orange foncé), d'argent (carmin), de baryte (jaune paille) s'obtiennent en versant dans un chromate de potasse une dissolution d'un sel soluble de plomb, de mercure, d'argent, etc. Ces couleurs sont employées dans les arts.

Nous arrivons au dernier des métaux acidifiables, le dernier aussi des métaux utiles de notre troisième groupe.

DE L'ARSENIC.

L'arsenic, le plus populaire des métaux vénéneux, se trouve dans presque tous les minerais en plus ou moins grande quantité. Il a, quand il est pur et nouvellement obtenu, l'éclat de l'acier; mais il se ternit rapidement au contact de l'air, et finit par laisser une poudre noire grisâtre, résultat d'un commencement d'oxydation. C'est cette poudre qui porte le nom de *mort aux mouches*. Elle opère l'empoisonnement des insectes quand on la met dans l'eau, parce qu'à l'acide de ce liquide le métal se convertit en acide arsenieux, plus connu sous le nom d'*arsenic blanc*. L'arsenic est volatil; projeté en poudre sur des charbons ardents, il répand une fumée blanche d'acide arsenieux et une forte odeur d'ail. Je n'ai pas besoin de vous dire combien cette fumée blanche est dangereuse à respirer; aussi je ne fais l'expérience devant vous que dans cette cheminée qui *tire* parfaitement.

Les sulfures d'arsenic sont assez importants à connaître. Il y en a deux qui sont tous deux de violents poisons. L'un s'appelle *orpin* et *orpiment;* il est jaune;

l'autre, le persulfure, se nomme *réalgar;* il est rouge. Les couleurs qu'ils produisent sont assez peu solides; l'Allemagne nous en envoie beaucoup sous le nom de *rusma;* on compose avec ces sulfures et la chaux un savon qui a la propriété de faire tomber les cheveux; les Orientaux, qui attachent une grande importance à être chauves sur le sommet de la tête, en emploient beaucoup. Les Chinois laissent séjourner dans des vases en réalgar certains acides comme le vinaigre ou le jus de citron, qu'ils boivent ensuite pour se purger; en sorte qu'on peut dire d'eux, avec Haüy, qu'ils boivent leur guérison dans des coupes empoisonnées.

L'acide arsenieux s'obtient toutes les fois qu'on grille des minerais qui contiennent assez de métal (1). L'acide arsenieux, dans le traitement des minerais, se sublime en masses transparentes; dans le commerce on le livre ordinairement en poudre blanche. Cette poudre, qu'il est important de savoir distinguer, est peu soluble dans l'eau; sur les charbons ardents elle se réduit en vapeur avec sa détestable odeur d'ail : c'est assez pour la distinguer des farines et du sucre pilé, avec lesquels on pourrait la confondre. On prépare avec l'acide arsenieux un arsenic de cuivre par plusieurs décompositions successives dans le détail desquelles nous n'entrerons point; ce sel est d'un très-beau vert qui est employé pour les papiers de tenture. L'acide arsenieux mêlé à la pâte du verre le blanchit et le rend plus fusible; les teinturiers s'en servent aussi dans certains cas.

L'emploi de l'acide arsenieux pour faire périr les animaux nuisibles a causé bien des malheurs et bien

(1) On emploie dans plusieurs pays des criminels condamnés à mort pour ces dangereuses opérations.

des crimes, parce que la facilité avec laquelle on peut s'en procurer a permis à un grand nombre de malfaiteurs de le faire servir à l'accomplissement de leurs coupables projets. Une petite quantité d'acide arsenieux produit dans l'estomac et les intestins les douleurs les plus vives; à l'extérieur même son action est prolongée, il ronge et ulcère la peau : à l'intérieur, c'est au bout d'un quart d'heure que l'arsenic blanc commence ses ravages. Un de nos meilleurs chimistes, M. Orfila, qui a passé sa vie à dérouter les empoisonneurs et à signaler leurs crimes à la justice, a trouvé le moyen de découvrir les plus faibles quantités d'arsenic introduites dans le corps humain, plusieurs années même après la mort. Mais un bienfait plus grand encore est la découverte d'un contre-poison très-commun, et qu'on peut administrer sans crainte en quantité. C'est du peroxyde de fer hydraté, qui suit l'acide absorbé jusque dans les organes de la digestion pour aller former avec lui un arseniate de fer qui ne peut nuire.

Un composé bien plus terrible que tous les poisons que vous avez vus jusqu'ici, c'est l'arseniure d'hydrogène (hydrogène arseniqué), facile à reconnaître par son odeur désagréable et nauséabonde. Je vous engage beaucoup à vous en méfier. C'est un gaz extrêmement délétère à de très-petites doses, qui se forme toutes les fois qu'on traite des arseniures par un hydracide, ou bien le métal par l'ammoniaque ou la potasse ou les autres oxydes du dernier groupe.

C'est sur ce fait qu'est fondé *l'appareil de Marsh* pour découvrir les plus petites traces d'arsenic. On brûle les substances soupçonnées avec l'azotate de potasse, et on produit de l'hydrogène par les moyens ordinaires. Les gaz qui se dégagent sont allumés au bout d'un

tube effilé. S'il y a de l'arsenic, l'hydrogène, en brûlant, le laisse libre ; il va se condenser sur le premier corps froid qu'il rencontre, ordinairement une assiette de porcelaine. L'appareil de Marsh n'est donc en principe qu'un ballon ou vase quelconque pour opérer la réaction, avec un tube effilé pour brûler le gaz, et une assiette de porcelaine pour condenser l'arsenic qui reste libre. »

ENTRETIEN XIV

Métaux du quatrième groupe. — L'ÉTAIN. — Métal d'Alger. — Soudure des plombiers. — Composés de l'étain. — DU FER. — Minerais. — Purification. — Acier ou carbure de fer. — Tôle. — Fer-blanc. — Oxydes de fer. — Sels de fer. — Encre à écrire. — DU ZINC. — Ses dangers et ses inconvénients. — Des sels de zinc.

« Nous passons, dit M. Desfourneaux, par-dessus les trois premiers métaux du quatrième groupe, le cadmium, le nickel et le cobalt, pour arriver à un métal qui, dès l'époque de Moïse, avait une grande importance pour les ménages, ce métal qu'on appelle à bon droit l'*argenterie du pauvre,* l'étain (1).

Presque tous les pays, la France exceptée, possèdent des mines d'étain abondantes ; les nôtres sont presque nulles. L'étain des Indes est le plus pur ; c'est pour le commerce l'*étain en chapeau;* vient ensuite l'*étain de Cornouailles,* en Angleterre, qui renferme du cuivre et une très-petite quantité d'arsenic. La première cuiller venue vous donnera une idée suffisante de l'étain, quoiqu'il y ait dans ce métal au moins dix-huit pour cent de plomb, qui lui donne du liant. Si la police n'y mettait bon ordre, les chaudronniers et potiers d'étain mêle-

(1) Pour ne pas grossir inutilement ce volume, nous ne rapporterons plus les interruptions de Paul, à moins qu'elles ne soient nécessaires à l'intelligence des détails dans lesquels doit entrer le chimiste. On doit s'être aperçu déjà que nous retranchons bien des observations et des demandes qui, nécessaires dans les commencements pour fixer les idées, seraient plus nuisibles qu'utiles au point où nous en sommes.

raient au métal principal une plus grande quantité de plomb; mais ce dernier a, comme nous l'avons vu, des qualités vénéneuses qui en doivent faire proscrire l'usage. L'étain, coulé en baguettes grosses comme le doigt, se ploie presque aussi facilement que le plomb; il fait entendre en même temps un petit craquement intérieur connu sous le nom de *cri de l'étain*, dû au déplacement des cristaux qui le composent au dedans. Plus l'étain est pur, plus il *crie* quand on le ploie.

Pour lui donner de la dureté, on y ajoute quelquefois un peu d'antimoine : on le livre alors au commerce sous le nom de métal d'Alger, de métal argentin et autres noms semblables. Tout cela ne peut passer que pour de l'étain, et ne se rapproche nullement de l'argent ni du maillechort.

L'étain s'allie encore au plomb pour former la soudure des plombiers; il se réduit en feuilles très-minces pour envelopper les bonbons, pour doubler les boîtes à thé, etc.

L'étain, quoique peu altérable à l'air, se recouvre d'une couche d'oxyde quand il est exposé à l'air humide; lorsqu'on le chauffe il s'oxyde plus profondément, et vous voyez constamment les étameurs des coins de rue enlever la *crasse* qui se forme sur l'étain en fusion qu'on leur fournit ou qu'ils font payer à celui qui les emploie. Ils vous diront que cette crasse contient les impuretés du métal; néanmoins ils ne la perdront pas, et si vous les suiviez loin des yeux du public, vous les verriez calciner avec du charbon la prétendue crasse, qui n'est que de l'oxyde d'étain, et dont ils font leurs petits profits, car vous savez que la calcination de l'oxyde d'étain doit donner de l'acide carbonique et de l'étain réduit. C'est plutôt à l'état d'oxyde qu'à l'état

de sulfure qu'on rencontre l'étain : l'oxyde d'étain a été plus employé qu'il ne l'est aujourd'hui pour préparer ces substances demi-vitreuses qu'on nomme émaux, et pour polir les glaces. L'acide sulfurique n'attaque pas sensiblement l'étain; mais l'acide azotique, en se décomposant avec une violence étonnante, le change en peroxyde.

Voici un composé nouveau d'étain; c'est du protochlorure vulgairement nommé *sel d'étain,* reconnaissable à son insupportable odeur. Ce composé, avide d'oxygène, exerce une grande influence sur l'art de l'indienneur; on l'obtient en traitant le métal par l'acide chlorhydrique; mais si, au lieu de l'acide chlorhydrique, on emploie l'eau régale, on obtient du perchlorure d'étain, qui n'est pas moins utile pour la teinture.

Je n'aurais plus à vous parler, pour terminer l'histoire de l'étain, que de ses alliages avec le cuivre ou bien avec le bismuth. Vous vous rappelez, sans doute, ce que je vous ai dit à ce sujet; votre attention et votre mémoire abrégeront d'autant notre travail.

DU FER.

Nous voici arrivés au métal qui a rendu les plus éminents services et qui a aidé à assouvir les plus grands crimes : le fer. C'est le premier des métaux pour l'utilité, comme c'est le plus dangereux par l'usage qu'on en peut faire. Les divers minerais de fer sont extrêmement répandus; mais ce métal peu fusible est difficile à purifier; on se borne au traitement des minerais les plus riches; ce sont les oxydes et les carbonates. Le peroxyde de fer se trouve dans la nature sous une infinité

de formes. Tantôt cristallisé sous le nom de *fer oligiste*, il forme des montagnes entières; tantôt en masse rougeâtre, il prend le nom d'*oxyde rouge* et d'*hématite rouge;* tantôt mêlé à l'argile, au sable, etc., il forme, sous le nom de *fer limoneux,* des couches terreuses considérables. Le peroxyde est dans certaines mines naturellement uni au protoxyde, et forme un oxyde intermédiaire : c'est l'aimant naturel, qui attire à lui le fer, et qui donne à la boussole la propriété de se diriger toujours vers le nord. Le carbonate de fer est souvent exploité avec d'autant plus d'avantage qu'il se trouve presque toujours dans le voisinage des mines de houille qui fournissent le combustible nécessaire pour l'extraire et le travailler.

Le fer est très-difficile à réduire. On commence par pulvériser grossièrement le minerai mêlé avec du charbon. On ajoute au mélange de l'argile ou de la craie suivant la nature du minerai, et l'on introduit le tout dans un *haut fourneau,* qui est comme une vaste cheminée à vapeur, évasée, par le bas de laquelle des machines d'une puissance considérable soufflent de l'air en grande quantité. Le charbon désoxyde le métal, et l'argile ou la craie vitrifie les matières terreuses qui se trouvent dans la masse du minerai. Le métal coule dans un bassin, et de là dans les moules après qu'on l'a *écumé,* pour enlever les scories vitreuses ou terreuses qui se trouvent encore dedans. On remplit toujours le fourneau par en haut, sans cesser jamais, si ce n'est pour le réparer. Les barres de fer ainsi obtenues portent dans les ateliers le nom de gueuse.

La manière dont la fonte de fer a été obtenue change non-seulement ses noms, mais ses propriétés. En général, on peut dire que la fonte blanche s'emploie pour la

préparation du fer et de l'acier, pendant que la fonte grise, plus douce et moins cassante, est réservée pour les objets qui doivent être tournés ou forés. Toutes les fontes renferment 5 à 6 pour cent de matières étrangères, dans lesquelles le charbon entre pour près de moitié. Il faut, pour que le métal puisse être forgé, oxyder le charbon en fondant de nouveau la masse au contact de l'air, puis en le martelant fortement à plusieurs reprises ; ces opérations nombreuses, pénibles et compliquées, commencent à se simplifier dans les pays où le minerai est très-riche en fer. On obtient avec une seule opération, dans la Catalogne, l'Italie, la Corse, la Prusse, etc., du fer très-ductile, avec des fourneaux très-bas. Le fer obtenu par ces moyens n'est jamais parfaitement pur; il est mêlé à une très-petite quantité de substances étrangères qui parfois lui donnent des défauts graves. Ainsi l'arsenic, le cuivre, le soufre rendent le fer rouge très-cassant sous le marteau, le phosphore le rend cassant à froid; le charbon lui donne, au contraire, des propriétés utiles. Vous connaissez de nom l'acier : eh bien, c'est un carbure de fer, connu depuis un grand nombre d'années. Dès le xe siècle on fabriquait des armes d'acier; plus tard on fit en acier des ciseaux et des couteaux. Ce n'est que bien plus tard encore (xve siècle) qu'on fit des aiguilles en Angleterre. Quand, après avoir fait chauffer l'acier au rouge, on le refroidit brusquement en le trempant dans l'eau froide, il devient d'une dureté qui le rend capable de rayer le verre et de résister aux meilleures limes: c'est là l'acier trempé. Si vous voulez distinguer facilement l'acier du fer non carburé, rien n'est plus facile : déposez sur une surface nette de l'objet à essayer une goutte d'acide sulfurique faible. L'acide rongera le métal et mettra le

charbon à nu lorsqu'il en contiendra. L'acier présentera donc une tache noire qui ne se reproduira pas sur le fer.

L'acier peut être de quatre sortes : 1° *acier naturel*, obtenu directement par l'affinage de la fonte. On fait avec lui les armes blanches, les scies, les charrues, etc.; les ressorts de voitures, la grosse coutellerie ; 2° l'*acier de cémentation*, propre à la fabrication des limes, cisailles, enclumes, etc. Il se prépare en chauffant du fer en barre dans un bain de charbon, de suie et de sel marin. 3° Qu'on fonde les deux autres espèces, et l'on obtiendra l'*acier fondu*, connu seulement depuis moins de cent ans. Vous devinez qu'on l'emploie pour la coutellerie fine et pour les instruments qui doivent avoir une dureté extraordinaire. Les laminoirs, les coins (moules) entre lesquels on frappe les pièces de monnaie, les ressorts de montres sont en acier fondu. Quand cet acier est soudé avec le fer, ce n'est pas un défaut, au contraire ; les instruments dont le tranchant est en acier et le dos en fer sont meilleurs que les autres, parce qu'ils sont moins cassants. 4° Vous avez vu quelquefois une quatrième espèce d'acier, moiré, rubané, etc. C'est ce qu'on appelle *acier damassé*, du nom de Damas, la ville où les Orientaux préparent de temps immémorial ces armes si célèbres au moyen âge. On ne sait guère comment agit l'eau pour donner la dureté à l'acier trempé ; on ne sait peut-être pas beaucoup mieux quelle est la cause du moirage des aciers damassés. On suppose néanmoins qu'il est dû directement à la diversité des veines du carbure de fer, veines qui sont mises à découvert au moyen d'un acide faible. Le platine, l'argent et quelques autres métaux ne nuisent pas plus au fer que le charbon ; ils lui donnent, au contraire, des qualités fort avantageuses.

En vous parlant des principales espèces de fer, je ne dois pas oublier de mentionner la tôle. La tôle est composée de fer assez bien préparé pour que l'action du laminoir puisse l'étendre en plaques aussi minces qu'on le désire. Les tuyaux de poêle et de cheminée en emploient une grande quantité. On prépare une tôle plus forte, avec laquelle on fait les chaudières des machines à vapeur. La tôle la plus mince est employée à fabriquer le fer-blanc, qui consiste en plaques bien décapées, qu'on plonge dans un bain d'étain; au bout d'une demi-heure, l'étain s'étant incrusté dans le fer, a formé une couche d'alliage recouvert d'une couche d'étain pur. Voici une feuille de fer-blanc que je chauffe légèrement, et sur laquelle je passe une éponge imbibée d'acides azotique et chlorhydrique étendus d'eau. Voyez-vous se former sous cette éponge une moire que je modifie à mon gré en enlevant l'étain superficiel? Cette découverte, faite en 1816, eut d'abord un grand succès.

Si au lieu de recouvrir le fer d'une couche d'étain, vous le recouvrez d'une couche de zinc, vous obtenez le fer galvanisé, dont on commence à se servir depuis trois à quatre ans. On a attribué au zingage du fer des propriétés merveilleuses, et principalement le privilége de la durée; mais il semble qu'on l'a trop fait valoir; le zincage constitue un étamage solide et économique, mais voilà tout.

Disons quelques mots des composés du fer avant de nous occuper du zinc. Le protoxyde de fer prend naissance toutes les fois qu'on traite le métal par l'acide sulfurique étendu; il se forme du sulfate de protoxyde; si l'on verse dans la liqueur un oxyde du dernier groupe (de la potasse, par exemple), l'oxyde de fer se dépose en

matière blanchâtre à l'état d'hydrate, comme vous voyez. Mais si j'obligeais, par la chaleur, l'eau à s'évaporer, le protoxyde rougirait, c'est-à-dire que l'air le changerait en peroxyde. Je puis hâter ce résultat en décomposant l'eau au moyen du chlore liquide.

— Le chlore, si je ne me trompe, décompose l'eau en s'emparant de son hydrogène pour former de l'acide chlorhydrique; mais cette action est lente. Il faut donc supposer, puisque la coloration est instantanée, que les éléments de l'eau se trouvant attirés chacun de leur côté, la décomposition est plus facile.

— Quoi qu'il en soit de vôtre explication, le fait est certain.

— C'est étonnant, néanmoins, au premier abord; car le chlore, qui décolore tout, même l'encre, colore, au contraire, le sulfate de fer.

— Ce n'est pas étonnant pour le chimiste qui raisonne. Le chlore, nous l'avons vu, décompose les matières colorantes végétales, parce qu'elles contiennent de l'hydrogène, dont il est très-avide. Mais il ne peut pas ôter d'hydrogène à l'oxyde de fer, qui n'en contient pas; au contraire, en décomposant son eau de cristallisation, il fournit au protoxyde, qui est pâle, l'occasion de se changer en peroxyde, qui est très-coloré.

Les sels de fer se reconnaissent facilement parmi tous les autres sels, au moyen de deux réactifs dont l'un est très-commun: c'est la solution de la noix de galle.

— N'est-ce pas une excroissance charnue qui pousse sur les chênes et qui est grosse comme une noisette?

— C'est bien cela. Cette substance organique renferme un acide qu'on nomme acide gallique, et qui forme, avec les sels de peroxyde de fer, un nouveau sel,

un gallate de fer. Or ce sel est noir : c'est de l'encre. Quoiqu'il y ait bien des recettes pour faire de l'encre noire, on n'en connaît guère qui n'ait pour principe l'acide gallique ou tannique.

La fabrication, du reste, en est très-simple et connue depuis longtemps : dès le VIIe siècle on se servait pour écrire de gallate de fer. Les anciens, il est vrai, ne connaissaient pas cette encre ; la leur avait pour base le noir de fumée en suspension dans le vinaigre ; cette encre était bien moins fluide, mais aussi plus inaltérable que la nôtre. Vous concevez, en effet, que l'acide gallique étant un acide végétal, composé de trois éléments dans lesquels entre l'hydrogène, tout corps avide d'hydrogène comme le chlore pourra le décomposer, et par conséquent anéantir le gallate noir de fer.

— Ainsi, l'encre ne se fait pas avec de la couleur noire?

— Pour faire l'encre, on emploie la dissolution de galle, qui est jaunâtre, et le sulfate de fer ou couperose verte ; on y mêle de la gomme arabique pour empêcher la matière colorante de se précipiter, et si l'on veut donner du brillant à l'encre, on y ajoute un peu de couperose bleue ou sulfate de cuivre, et du sucre (1); mais le sulfate nuit beaucoup aux plumes de fer, parce qu'il se précipite bientôt du cuivre sur la plume, et qu'elle devient cassante et mauvaise (2).

Les malfaiteurs se sont exercés dans tous les temps à

(1) Lorsque l'encre contient du cuivre, il faut éviter de sucer ses plumes au lieu de les essuyer.

(2) On mêle quelquefois au papier lui-même les éléments de l'encre; il suffit alors d'écrire avec une pointe humide, l'eau détermine la formation du *gallate de fer;* ce papier s'appelle *papier hydrographique*. On appelle papier de sûreté celui à la pâte duquel on a mêlé des substances qui le colorent en présence de réactifs employés par les malfaiteurs.

effacer les traces de l'encre sur le papier, afin de remplacer un écrit inutile signé par un engagement où la signature resterait la même. Ils ont trop souvent réussi. On leur a bien opposé les encres dites indélébiles ; mais ces encres, auxquelles on a ajouté tout simplement un peu de charbon en poudre, sont épaisses et s'effacent parfaitement au moyen du grattage. L'Académie des sciences a proposé comme indélébile une composition faite avec de l'encre de Chine délayée dans l'acide chlorhydrique très-affaibli, ou dans l'acétate de manganèse. Le noir de fumée délayé dans l'huile et d'autres charbons parfaitement pulvérisés sont la base de l'encre d'imprimerie et de l'encre de Chine. Je m'écarterais trop du sulfate de fer si je vous parlais des encres de toutes couleurs que le commerce nous livre. Je me contenterai de vous dire que l'encre rouge est une décoction de la matière colorante du bois de Brésil, retenue en suspension par la gomme ; l'encre jaune est une décoction de graines d'Avignon ; l'encre verte est de l'acétate de cuivre bouilli avec l'eau et la crème de tartre ; l'encre bleue est une dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique, à laquelle on ajoute de l'eau gommée.

Deux mots maintenant des encres de sympathie. Vous avez admiré la plupart des précipitations que j'ai opérées sous vos yeux avec des sels dissous. Eh bien, ces expériences que nous avons faites dans un verre, préparez-les sur le papier, et vous aurez des encres qui ne paraîtront que dans certaines circonstances. Voilà ce qu'on appelle *encres de sympathie.*

Je vous engage à imaginer vous-même de ces sortes d'encres, au moyen de ce que vous savez déjà, pour graver dans votre esprit les réactions des corps les uns sur les autres. Mais revenons aux sels de fer.

Le sulfate ne sert pas seulement à faire de l'encre, il sert encore à faire toutes les couleurs foncées de la teinture; il entre dans la composition du bleu de Prusse. La plupart des autres sels de fer sont également employés dans la teinture. Le sulfate de fer contient une grande quantité d'eau de cristallisation ; si vous le calcinez, il se décomposera complétement, et vous fournira du peroxyde rouge de fer, qui, outre son emploi dans la peinture, sert à polir les glaces. Nous avons formé directement le sel qui nous occupe avec de l'acide sulfurique et du fer ; mais souvent on le forme, dans le commerce, avec le persulfure de fer, qui porte le nom de pyrite de fer. Rien n'est plus commun que ce composé, surtout dans les terrains crayeux, où il est souvent disséminé. Je vous en présente un échantillon, qui vous le ferait peut-être prendre pour un minerai d'or, ou pour un métal précieux.

Vous voyez en résumé que, soit à l'état métallique, soit à l'état de sel, le fer rend des services immenses à l'industrie, et que la privation de ce métal serait un véritable fléau. Le métal qui va nous occuper est loin d'avoir autant d'importance dans les arts; mais il n'est pas non plus sans intérêt.

DU ZINC.

Pendant bien des années, le zinc n'a servi qu'à la fabrication du laiton ou du cuivre jaune. Mais depuis qu'on sait le laminer, chose assez difficile, car il ne peut l'être que quand il est échauffé à plus de 130° et à moins de 150° ; depuis ce temps, dis-je, il a pris une grande importance, et il est fort à la mode depuis une quinzaine d'années. Le zinc s'extrait de son sulfure (blende)

et de son carbonate (calamine), au moyen de la calcination avec le charbon, comme tous les métaux de ce groupe ; mais il n'offre pas les difficultés du fer, car il est très-fusible et très-volatil. Il se réduit donc assez facilement en vapeurs, que le froid ramène à l'état métallique.

Le zinc, qui se distingue par une cassure fibreuse ou plutôt lamelleuse, est blanc bleuâtre et assez mou. Au dessous de 130° il se gerce sous le marteau et graisse la lime ; au-dessus de 150° il se pulvérise à coups de marteau. L'air humide le ternit; c'est un commencement d'oxydation qui va toujours croissant; à la chaleur blanche, il a tant d'affinité pour l'oxygène, qu'il jette en brûlant une vive lumière. Vous avez parfois admiré, dans un feu d'artifice, le brillant éclat des fusées volantes et des chandelles romaines ; c'est au zinc en poudre qu'il est dû souvent.

Vous savez que le zinc a presque partout remplacé le plomb pour les gouttières et la couverture des maisons. On en fait des réservoirs d'eau, des conduits, des baignoires et une foule d'ustensiles qu'on peut livrer à meilleur compte que s'ils étaient en cuivre, ou qui sont plus légers qu'en plomb. Il faut éviter l'emploi de ce métal vénéneux pour les vases qui doivent contenir les aliments ; le zinc est le dernier des métaux du quatrième groupe, et par conséquent le plus oxydable d'entre eux; les corps gras, les acides, etc., l'attaquent avec énergie ; aussi l'a-t-on proscrit pour l'étamage des casseroles ; ce n'est que depuis très-peu d'années qu'il sert à la galvanisation ou au zingage du fer, dont nous avons parlé. Son emploi n'a pas toujours été en faveur pour la couverture des maisons, parce que ce métal est un des plus sensibles aux changements de température. Il

se dilate et se resserre dans des proportions qui ne permettent de le fixer que d'un seul côté, et par conséquent d'une manière assez peu solide. Néanmoins, aujourd'hui, on agrafe ensemble les lames de zinc sans les fixer; par ce moyen, elles sont maintenues contre l'effort des vents, et peuvent cependant se dilater convenablement. Le zinc pourrait préserver un édifice des premières atteintes du feu des maisons voisines; mais loin d'être utile une fois l'incendie déclaré, il pourrait causer les plus funestes accidents en s'embrasant lui-même, et coulant ainsi dans les ruisseaux. Les sels de zinc s'obtiennent très-facilement lorsqu'on met le métal en contact avec les acides. Quelques-uns sont employés dans les fabriques, où le sulfate porte le nom de vitriol blanc, couperose blanche. Vous m'avez vu faire du gaz hydrogène en me servant de zinc préférablement au fer; car ce métal, venant après lui dans la classification, doit être plus oxydable. Le produit de la réaction est du sulfate.

Il est certain que le zinc prendra de l'importance à mesure qu'on nous en enverra de la Silésie, de l'Angleterre et de la Belgique, où il se trouve abondamment. Déjà on l'emploie avec avantage pour bien des ornements de quincaillerie à la place du bronze. Mais quoiqu'on le peigne avec soin pour lui donner l'apparence de ce métal, on ne peut pas arriver à la même perfection de formes. On peut dire de lui, dans ce cas, ce qu'on dit de l'étain de vaisselle par rapport à l'argent: « C'est le bronze du pauvre. »

ENTRETIEN XV

Métaux du cinquième groupe. — Alumine et argile. — Composition des terres. — Briques, tuiles, poteries. — Terre à foulon. — Marne. — Ocres. — Corindon et autres pierres fines. — Émeri. — Laques. — De l'alun et de ses usages. — Acide de *silicium* ou acide silicique. — Cristal de roche. — Formation de diverses pierres fines. — Pierres meulières. — Cailloux, grès, tripoli. — Silicates fusibles. — Composition du verre. — Ses emplois. — Peinture sur verre. — Acide du *fluor*. — Spath-fluor. — Acide fluorhydrique.

« A partir du cinquième groupe, les métaux disparaissent dans l'application : leur affinité pour l'oxygène est telle, qu'on ne les trouve plus qu'à l'état d'oxydes terreux dont le radical n'a été découvert et amené à l'état de pureté qu'avec une peine infinie. Nous n'aurons à étudier aujourd'hui que les composés de l'aluminium; et pour compléter notre entretien, j'y joins, à cause de leur réunion dans la nature, les composés de deux métalloïdes, le silicium et le fluor, que j'ai passés jusqu'ici sous silence.

L'oxyde d'aluminium ou alumine forme la plus grande partie des sols cultivés : il constitue presque entièrement l'argile compacte. Les argiles plus légères contiennent, en outre, de la silice (acide silicique); il s'y joint souvent des oxydes de manganèse, de fer, des carbonates, et enfin des débris de substances organiques qui les rendent fertiles et qui constituent en partie l'humus. L'argile ne se trouve pas seulement à la surface de la terre,

elle se retrouve encore en couches énormes dans l'intérieur. Souvent ces couches sont inclinées et pénètrent à une grande profondeur.

On fait un grand usage de l'alumine sous toutes les formes : cette terre grasse, ductile, onctueuse au toucher, liante avec l'eau, qui se façonne, se moule si facilement, devient sèche, dure, cassante, impénétrable à l'eau quand elle a été cuite au four. C'est elle qui forme toutes les terres cuites et poteries, depuis la brique et la tuile jusqu'à la porcelaine. Les briques et les tuiles se fabriquent avec de l'argile commune qu'on rencontre dans presque tous les terrains ; les briques dites *réfractaires,* les creusets, les poteries de grès se préparent avec une argile plastique plus pure, qui a la propriété de ne pas se vitrifier à la plus grande chaleur ; la terre de pipe est une argile blanche, mêlée de silex, qu'on saupoudre, entre deux *cuites,* d'un sel de plomb; la chaleur unit ce sel au silex, et produit un émail qui a un certain éclat. La faïence commune renferme un calcaire plus ou moins abondant, que nous retrouverons dans la leçon de demain; la porcelaine, qui était connue au Japon et en Chine deux mille ans avant Jésus-Christ, n'a été importée en Europe qu'au XVI[e] siècle; malgré la beauté de plusieurs de nos porcelaines, et surtout de celles de Sèvres, on recherche encore les porcelaines de Chine et du Japon ; la vieille porcelaine de Saxe est estimée aussi par les amateurs. La porcelaine, de quelque pays qu'elle vienne, est faite avec une argile blanche très-pure qu'on appelle *kaolin.* On fait aujourd'hui avec l'argile blanche ordinaire, à laquelle on ajoute un peu de kaolin, une espèce de porcelaine dite *porcelaine opaque* ou demi-porcelaine, qui est bien moins chère que la porcelaine fine, et qui, néanmoins, l'imite

assez bien ; elle n'a pas toutefois son éclat et sa transparence.

Vous voyez quels services l'alumine rend dans l'économie domestique. Elle n'en rend pas moins dans l'agriculture, puisqu'elle est la base de tous les sols cultivés; elle en rend tout autant dans les arts. Ainsi l'*argile smectique*, ou terre à foulon, sert en guise de savon pour nettoyer le linge, mais surtout pour enlever l'huile des draps nouvellement fabriqués. La marne, mélange d'alumine et de craie, est extrêmement utile pour amender les terres. Enfin, quand il se mêle à l'argile assez d'oxyde de fer, on obtient des matières colorantes employées tous les jours. Telles sont la *sanguine* ou crayon rouge, le rouge de Prusse, la terre d'ombre, et généralement les couleurs connues sous le nom d'ocres. Lorsque l'alumine est très-pure, elle est cristallisée; en cet état, elle forme le *corindon*, la plus belle pierre précieuse après le diamant. Elle prend le nom de *rubis*, quand une matière colorante la teint en rouge vif; *topaze*, en jaune citron; *saphir*, en bleu; *améthyste*, en violet ou en pourpre. Lorsque le corindon se trouve en grains mêlés d'oxyde de fer, il porte le nom d'émeri. On le broie alors en poudre extrêmement fine et on le mêle à beaucoup d'eau pour obtenir, par un repos plus ou moins court, des dépôts plus ou moins fins. L'émeri sert à polir les glaces, les cristaux et les métaux.

Dans les laboratoires, l'alumine est en poudre blanche très-douce au toucher ; mais si on la précipite d'une de ses dissolutions salines, on l'obtient hydratée, en gelée blanche qui a la propriété d'enlever à l'eau les matières colorantes qu'elle tient en dissolution. Je délaie de l'alumine en gelée avec cette décoction de cochenille ; l'eau de la décoction va se trouver décolorée ; l'alumine, au

contraire, va retenir la belle couleur de la cochenille; elle lui donnera du corps et prendra dès lors, dans le commerce, le nom de *laque*. Remarquez bien cette propriété qu'a l'alumine de donner du corps aux couleurs en s'y unissant intimement; elle va nous donner une idée de l'importance d'un sel d'alumine constamment employé dans les arts : l'*alun*.

L'alun est un sel double, sulfate d'alumine et de potasse ou sulfate d'alumine et d'ammoniaque. Tout l'alun qu'on employait autrefois se trouvait à peu près formé dans la nature. Aujourd'hui on le fait presque toujours de toutes pièces, tantôt en grillant du sulfure de fer avec de l'argile, pour avoir du sulfate d'alumine auquel on ajoute du sulfate de potasse; tantôt en traitant l'argile par l'acide sulfurique directement, pour l'avoir plus pur. Dans le commerce, on trouve l'alun en masses blanches et translucides comme la cire : on les obtient en fondant les cristaux obtenus par l'évaporation dans leur eau de cristallisation. L'alun sert à préparer l'alumine et les sels d'alumine, l'acétate surtout que les teinturiers emploient sous le titre de *mordant de rouge*. Il sert à éloigner les insectes qui attaquent si volontiers les fourrures; il durcit le suif dont on fait les chandelles; il entre dans la composition de la pâte du papier, pour que l'encre ne le pénètre pas; lorsqu'il est calciné, il s'offre sous la forme d'une poudre blanche que les médecins emploient pour ronger les ulcères et les chairs baveuses.

Il est rare que l'alumine, telle qu'on la rencontre dans la plupart des terrains, ne soit pas mêlée à la silice ou acide silicique, dont le radical, le SILICIUM, n'a été isolé qu'en 1824. L'acide silicique est donc extrêmement commun dans la nature. Quand il est pur, il constitue

le cristal de roche ou quartz, qui diffère de nos cristaux artificiels par sa dureté et son poids. Comme le frottement des autres corps ne le raie pas, c'est le verre le plus convenable pour les instruments d'optique qui ont besoin d'une grande dureté. Un grand nombre de pierres précieuses plus ou moins estimées sont formées du cristal de roche coloré par des oxydes métalliques : la topaze du Brésil, le rubis de Bohême, l'agate, le diamant d'Alençon, ne sont que de l'acide silicique (1). L'opale est de l'acide hydraté. Moins pur, l'acide silicique forme presque en entier les pierres meulières, les cailloux, les grès avec lesquels on pave nos routes, les sables et les tripolis. Il se trouve aussi en dissolution dans les eaux des sources et des rivières, qui le déposent peu à peu. Cette particularité est fort remarquable, car l'acide silicique est insoluble. Pour expliquer cette anomalie, nous sommes obligés d'admettre qu'à l'état naissant et surpris par l'eau, il peut s'unir à elle : il y a des sources chaudes qui renferment plus de la moitié de leur poids d'acide silicique ; enfin les sels de silicium, ou silicates, forment la plus grande partie des pierres et minéraux connus.

Nous avons vu que l'acide silicique seul n'est pas fusible (2), mais beaucoup de silicates sont fusibles ; nous

(1) L'améthyste, l'aventurine, la chalcédoine, la cornaline, l'héliotrope, etc., sont aussi dans ce cas. La plupart des autres pierres dont nous n'avons pas parlé sont des silicates. Le silicate de zircone forme l'*hyacinthe*. — Le fluosilicate d'alumine forme la *topaze*. — Le silicate double d'alumine et de soude forme le *lazulite outremer*, avec lequel on prépare le bleu d'outremer, si pur et si brillant. — Le silicate double d'alumine et de glucine forme l'*émeraude*.

(2) Lorsqu'on met des cailloux dans le feu, ou lorsqu'on brûle des racines qui en contiennent, il y a quelque danger. L'eau d'interposition qui se trouve dans les cailloux se vaporise ; elle fait éclater les couches de silex, et les fait voler en éclats loin du foyer. Outre que ces éclats peuvent blesser, ils peuvent jeter des charbons et des tisons assez loin. Il ne faut donc jamais brûler des racines avant qu'elles soient bien nettoyées.

en avons déjà vu des exemples. Lorsque nous avons parlé d'oxydes ou de sels métalliques semés en poudre sur les poteries pour les émailler, c'est que l'oxyde de ces métaux se combinait avec l'acide pour former un silicate à l'aide de la chaleur, à la surface du vase. Les vitres, les bouteilles, les glaces, les émaux, sont autant de silicates fusibles. Pline attribue au hasard l'invention du verre. Des marchands de soude phéniciens, dit-il, ayant voulu un jour se préparer à dîner sur les bords du fleuve Bélus, ne purent trouver une pierre pour supporter le vase sous lequel ils devaient faire du feu ; il n'y avait que du sable (acide silicique); ils prirent dans le bateau qui les portait deux pierres de *natron* (sel de soude), que le feu transforma en verre. Cette histoire, comme elle est racontée par Pline, est tout à fait invraisemblable. Seulement des traces de vitrification auraient pu se remarquer sur la partie des blocs de soude qui touchaient le sable, d'où les marchands en question auront pu être conduits à expérimenter l'effet de la chaleur sur un mélange de sable et de natron. Tout ce que l'on peut affirmer, c'est que la découverte du verre remonte à la plus haute antiquité, quoique les anciens ne l'aient pas employé à vitrer leurs fenêtres. L'emploi du verre à vitres, suivant saint Jérôme, ne date guère que du IIIe siècle de l'ère chrétienne.

Revenons à la composition du verre. Le verre est un véritable sel double dont la composition peut varier presque indéfiniment. Néanmoins voici quelles sont les matières les plus employées pour différents usages :

Verre à bouteilles : Sable ferrugineux, cendres (c'est-à-dire potasse et chaux), soude brute, argile. Il se forme des silicates de potasse ou de soude, de chaux, d'alumine, de fer ; c'est ce dernier sel et des résidus de charbon qui colorent le verre.

Verre à vitres et à glaces : Sable blanc, sels de soude, chaux, oxyde

de manganèse en petite quantité. Il se forme principalement des silicates de soude et de chaux.

Cristal : Sable blanc, carbonate de potasse très-pur, oxyde de plomb, un peu d'azotate de potasse et de borate de soude. Il se forme des silicates de potasse et de plomb.

Plusieurs des substances que je vous indique ne vous sont pas encore connues ; vous savez que celles-ci appartiennent par leur nom au dernier groupe, que nous aborderons demain ; vous en savez déjà assez pour comprendre la réaction qui doit s'opérer.

La préparation du verre est assez difficile, en ce qu'il exige pour se fondre une grande chaleur, et qu'il refroidit vite. Du reste, sous le rapport chimique, il n'y a nulle difficulté : les matières bien broyées et mêlées sont mises en fusion dans de grands creusets particuliers. Vous savez les usages ordinaires du verre, mais vous ignorez sans doute qu'on a essayé déjà, dès le siècle dernier, de le filer, pour en faire des tissus qui ne sont pas cassants, comme on pourrait le croire. Il est moins difficile de filer le verre que vous ne pensiez peut-être : je fais chauffer une tige de verre ou une petite lame de ce silicate, sur une lampe à esprit-de-vin. Maintenant qu'il rougit, touchez-le avec la pointe de ce clou, et tirez en vous éloignant... Vous voyez que le verre a adhéré au clou, et qu'il ne se brise pas; il forme un fil qui s'allonge à mesure que vous vous éloignez. Si j'enroulais ce fil autour d'un dévidoir, j'en aurais rapidement une quantité considérable. On en fait différents objets d'agrément très-brillants : dans le siècle dernier on en faisait des perruques.

Il existe un verre soluble dans l'eau bouillante ; je le forme sous vos yeux avec du sable pur et de la soude. Une dissolution de ce verre appliquée sur les bois, les toiles, les papiers, les rend incombustibles, parce qu'en

cas d'incendie ces objets sont à l'abri du contact de l'air. C'est dans ce même but qu'on imbibe fortement les mêmes objets d'une dissolution d'alun. On devrait adopter généralement cet usage.

Vous avez peut-être remarqué que les vitraux de nos appartements se dépolissent parfois ; ils attirent souvent plus fortement que d'autres l'humidité de l'air. Les verres qui ont ce défaut sont trop riches en oxydes du dernier groupe, qui ont beaucoup d'affinité pour l'eau. Il y a des verres à boire dans lesquels il est impossible de verser de l'eau bouillante sans ternir leur surface. Vous devinez, sans qu'il soit besoin d'entrer dans de longs détails, que la coloration du verre vient de l'addition de quelques oxydes métalliques. C'est au moyen de ces oxydes étendus avec le pinceau sur les vitraux, et incorporés au verre par la chaleur du four, qu'on a fait au moyen âge les admirables vitraux que vous voyez dans nos églises (1).

Il est impossible de parler du verre sans dire un mot du verre dépoli dont on fait des vitres et des globes de lampe. Ce sera une occasion de faire connaissance avec un métalloïde qu'il est extrêmement difficile d'isoler, le *fluor* (2), dont les composés sont assez curieux. Il y a

(1) Je ne sais pourquoi le bruit court généralement dans le monde que le secret de la peinture sur verre est perdu. Il est vrai qu'il a été bien abandonné depuis deux à trois siècles, mais on fait encore à Sèvres, près Paris, des vitraux gothiques. Seulement on n'attache plus à ce genre de travail une importance assez grande pour le payer ce qu'il vaut ; voilà pourquoi la peinture sur verre est généralement abandonnée. On l'a remplacée par économie dans quelques églises par des vitraux dont la pâte a été colorée en fabrique. On figure ainsi sur les croisées des damiers, des guirlandes, etc., diversement disposés en carrés, losanges, de toutes couleurs. Voyez *l'Archéologie chrétienne*, qui fait partie de cette collection.

(2) L'existence du fluor, longtemps supposée à cause des réactions produites par l'acide dit *fluorique* et les *fluates*, n'a été constatée que depuis quelques années seulement par MM. Pelouze et Beaudrimont.

longtemps qu'on connaît sous le nom de *spath-fluor* une substance minérale riche en couleur, cristallisant en gros cubes. Vous connaîtrez sa composition quand je vous aurai dit qu'elle a porté dans ces derniers temps le nom de *fluate de chaux*, quoiqu'elle ne soit réellement qu'un *fluor de calcium*, c'est-à-dire qu'elle est un composé binaire et non pas un sel. On remarque d'abord que le spath-fluor, chauffé avec l'acide sulfurique, laisse dégager un gaz acide hydrogéné (acide fluorhydrique) qui attaque le verre et les métaux, excepté le platine, le plomb et l'argent. Voici comment il agit :

Acide fluorhydrique.	fluor.		Fluorure de silicium.
	hydrogène.	eau. .	
Acide silicique. . .	oxygène. .		
	silicium.		

L'affinité du fluor pour le silicium explique son action sur les silicates et notamment sur les verres, qu'il ronge et détruit. Je fais chauffer doucement le fluorure de calcium réduit en poudre avec trois fois et demie son poids d'acide sulfurique concentré ; j'obtiendrai d'une part du sulfate de chaux, et de l'autre de l'acide fluorhydrique. Voici la réaction :

FLUORURE DE CALCIUM.	EAU.	PRODUITS.	
Fluor. . .	Hydrogène. =	Acide fluorhydrique libre.	
Calcium. .	Oxygène. . =	Chaux	Sulfate de chaux.
J'ajoute.		Acide sulfurique.	

On peut faire agir l'acide à l'état de gaz ou à l'état liquide ; dans le premier cas, il dépolira le verre ; dans le second cas, il le rongera en lui laissant sa transparence. Cet acide est dangereux : une goutte sur la main détruit la peau, ulcère la chair, et la plaie se guérit dif-

ficilement. Sa vapeur produit des résultats qui ne sont pas moins terribles ; elle fait naître des inflammations aux yeux et des douleurs insupportables sous les ongles. Maintenant que vous avez vu l'effet, quittons le laboratoire pour éviter l'influence de l'acide. »

ENTRETIEN XVI

Des alcalis. — Composés du CALCIUM. — Chaux. — Sels de chaux et leur emploi. — Ciment romain. — Eaux séléniteuses. — Composés du SODIUM. — Soude. — Aréomètres. — Extraction du potassium et du sodium. — Combustion de l'eau. — Sels de soude et leur emploi. — Composés du potassium. — Azotate de potasse ou salpêtre. — Poudre de fusion. — Poudre à canon. — Feu d'artifice. — Chlorate de potasse. Briquets oxygénés. — Allumettes chimiques à friction. — Éclairs dans l'eau.

« Ce que nous avons dit des métaux du cinquième groupe, nous devons le dire à plus forte raison des métaux du sixième : leur affinité pour l'oxygène les rend très-difficiles à isoler ; ils sont à peu près sans emploi, mais les oxydes et les sels des trois principaux d'entre eux sont de la plus grande importance.

Commençons par les composés du calcium, dont vous trouverez le *signalement* sur le tableau. La chaux (oxyde de calcium) ne se trouve pas dans la nature à l'état libre ; elle forme des sels dont les plus importants sont sans contredit le carbonate et le sulfate. Le carbonate forme dans le sein de la terre des pierres de toute nature et des bancs de toute dimension ; c'est lui qui compose la presque totalité des coques dures du règne animal : les écailles d'huître, de tortue, de limaçon, les coquilles des œufs d'oiseaux, etc. La variété la plus précieuse de carbonate de chaux, ce sont les marbres que l'Italie, la Belgique et la France fournissent en quantité. Le principal mérite des marbres consiste dans le beau poli qu'on

leur donne et dans les nuances plus ou moins riches de leurs veines.

Une variété de carbonate de chaux extraordinairement exploitée depuis 1815, c'est la pierre lithographique. La lithographie, inventée au commencement de notre siècle par Senefelder, consiste à dessiner un sujet avec un crayon gras sur la pierre convenablement préparée. On passe sur la pierre un rouleau recouvert d'une peau imbibée d'une encre grasse qui s'attache aux traces du crayon sans s'attacher à la pierre. On pose ensuite dessus une feuille de papier, on met en presse, et le dessin est reproduit. Le même travail se recommence pour chaque épreuve. Le bonté de la pierre lithographique consiste dans la régularité de son grain.

La pierre à chaux et la pierre à bâtir de Paris forment une troisième variété de carbonate calcaire qui a une très-grande importance. Lorsque cette variété est en masses trop friables ou trop peu compactes, sans trace aucune de cristallisation, elle forme une variété nouvelle sous le nom de craie.

Le carbonate de chaux en dissolution dans l'eau de certaines sources, à l'aide d'un excès d'acide carbonique donne lieu à des pétrifications curieuses qu'on admire dans les cabinets des amateurs ; l'eau chargée de carbonate se dépose sur les objets qu'elle atteint, et ces objets ainsi recouverts d'une couche incorruptible et pierreuse se conservent indéfiniment. La fontaine de Saint-Allyre, à Clermont-Ferrand, est surtout très-curieuse sous ce rapport. L'eau a formé par des dépôts successifs et sans l'intervention des hommes, auprès de cette fontaine, une muraille énorme et un pont d'un admirable aspect. Le même effet produit dans les carrières ces cristallisations qui forment sous les voûtes

des pendentifs et des colonnades surprenantes. On appelle ces espèces de cristaux stalactites ou stalagmites, suivant qu'ils restent pendants aux voûtes ou qu'ils se réunissent en masses sur le sol par la chute des gouttes d'eau carbonatée. Les stalagmites en masses demi-translucides et susceptibles de recevoir un beau poli se nomment albâtre calcaire.

Toutes ces variétés de carbonate peuvent fournir de la chaux ou oxyde de calcium par la calcination. L'opération est fort simple : on la fait ordinairement avec la variété demi-compacte dite pierre à chaux ; dans les laboratoires, on se sert de marbre, surtout de marbre blanc, qui est le plus pur carbonate. On calcine les pierres dans des fours à chaux : on les range dans le four de manière à laisser le plus d'intervalle possible entre elles ; puis le feu est allumé à la partie inférieure, et la fumée s'élève avec l'acide carbonique du carbonate par l'ouverture supérieure du four. La chaux s'obtient encore aujourd'hui par un autre procédé : on donne aux fours la forme d'un cône tronqué renversé, et on jette par la partie supérieure du four de la pierre à chaux et de la houille, par lits formés de telle manière que le charbon fasse 1/5 de la totalité. A mesure que la pierre se calcine, on tire par le bas des morceaux calcinés, et on remplit sans cesse par le haut ; mais la chaux ainsi formée contient beaucoup de pierres trop ou trop peu calcinées qu'on nomme biscuits. La chaux absorbe avidement l'eau pour former un hydrate qui porte le nom de chaux éteinte (1).

Vous savez que la chaux est la base principale des mortiers et des ciments formés de sable et d'argile cuite :

(1) L'extinction de la chaux produit une chaleur de + 300°.

ces corps, qui ne sont, comme nous l'avons vu hier, que de l'acide silicique et de l'oxyde d'aluminium, sont tout à fait insensibles à l'action de l'eau. La chaux, au contraire, a la propriété de former avec l'eau une pâte liante, à laquelle la silice et l'alumine calcinée (tuiles et briques broyées) s'unissent parfaitement pour lui donner du corps. Le meilleur sable, celui qui renferme le moins de matières étrangères à la silice, est le sable de rivière qui se dépose dans les lieux où les eaux sont courantes. Le sable de route formé presque uniquement des débris de cailloux lavés suffisamment par la pluie est aussi très-bon; le sable de carrière ne vient ordinairement qu'ensuite.

La pierre à chaux, plus ou moins pure, donne des produits plus ou moins avantageux. La *chaux grasse* est la plus pure. Lorsqu'on l'éteint, elle *foisonne* beaucoup, c'est-à-dire qu'elle se gonfle considérablement; et si l'on ajoute une petite quantité d'eau, elle forme une pâte longue et très-liante. La *chaux maigre* foisonne peu, sa pâte est très-courte, elle est moins blanche que l'autre; la magnésie, qu'elle contient presque toujours en abondance, et le carbonate de fer, qui s'y mêle souvent, lui donnent ces caractères. Les chaux maigres ne valent rien; car elles ne remplissent pas le but qu'on se propose en mêlant la chaux à la silice.

Il y a une troisième sorte de chaux, la *chaux hydraulique,* qui a des propriétés tout à fait particulières dues à un cinquième d'argile qui se trouve mêlé au carbonate calcaire. Cette chaux ne forme avec l'eau qu'une pâte assez courte; mais elle a la singulière propriété de pouvoir se prendre en une masse compacte excessivement dure lorsqu'elle est employée dans l'eau. C'est apparemment qu'il se forme, dans la calcination du mélange

calcaire et argileux, les silicates et aluminates de chaux, qui, au contact de l'eau, donnent naissance à des hydrates excessivement durs. C'est à la chaux hydraulique que les constructions anciennes doivent leur extrême solidité : c'est à elle que nous devons de voir encore des restes de constructions romaines dans lesquelles la pierre est beaucoup plus facile à attaquer que le ciment.

Ce qu'on appelle aujourd'hui *ciment romain* n'est donc pas autre chose qu'une variété de chaux hydraulique qui devient solide aussi vite que le plâtre, soit à l'air, soit sous l'eau, et qui acquiert une solidité surprenante. Dans les localités éloignées des carrières de calcaire argileux, on peut faire de cette chaux en mêlant la craie avec un cinquième de son poids d'argile. Il s'est élevé ainsi depuis quelques années un assez grand nombre de fabriques de chaux hydraulique artificielle.

La chaux sert pour garantir le blé des insectes par l'opération du chaulage; pour faire le chlorure de chaux, si utile au blanchiment des tissus et à l'assainissement des maisons; pour la teinture des indiennes; enfin, dans nos laboratoires, l'eau de chaux claire et limpide sert à reconnaître de très-petites quantités d'acide carbonique.

Voici une dissolution d'azotate de chaux, sel assez soluble. Aucune apparence de trouble, comme vous voyez, ne se manifeste dans la liqueur. Si je verse dans cette dissolution une certaine quantité d'acide sulfurique, j'obtiendrai une masse compacte et solide de sulfate de chaux : c'est du plâtre. Cette expérience a paru si curieuse aux alchimistes, qu'ils l'appelèrent *miracle chimique*. Le sulfate de chaux a la propriété d'absorber

une très-grande quantité d'eau, dont on le prive par la cuisson, afin de le rendre propre à en absorber de nouvelle, en formant un enduit très-employé dans les constructions. La cuisson du plâtre est une opération aussi simple que la calcination de la chaux; elle s'est faite jusqu'ici dans des fours grossiers, parce qu'on a cru qu'elle demandait comme la chaux une espèce de calcination; mais c'est à tort. MM. Gay-Lussac et Payen ont prouvé que le plâtre abandonne son eau même à 80°, d'où il suit qu'on peut *cuire le plâtre* à la vapeur. Le sulfate de chaux hydraté, qui fournit le plâtre ou sulfate *anhydre,* se trouve en abondance aux environs de Paris; mais il est loin d'être aussi abondant que le carbonate; il est assez compacte pour qu'on l'emploie comme pierre à bâtir. Plus rarement il se trouve cristallisé; ces cristaux portent parmi les ouvriers le nom de *miroir d'âne,* et quelquefois aussi celui de *pierre à Jésus,* sans qu'on puisse savoir l'étymologie de ces noms. Il y a une variété de sulfate de chaux dont la cristallisation est confuse, et la cassure saccharoïde; elle porte le nom d'albâtre gypseux.

Outre ses emplois dans la construction des édifices, le plâtre fin est employé pour prendre l'empreinte des médailles, pour couler des statues, et surtout pour faire le stuc, quand on le gâche avec de la colle.

Le plâtre sert beaucoup en agriculture; il stimule alors la végétation. On commença par se moquer du célèbre Franklin, qui voulut le premier mettre le plâtre en faveur; mais celui-ci écrivit dans un champ de luzerne en pente sur le bord d'une grande route les mots suivants avec du plâtre : CECI A ÉTÉ PLATRÉ. Les traces du plâtre se retrouvèrent sur la luzerne, et les lettres plâtrées parurent longtemps, parce que l'herbe, plus

vigoureuse et plus verte, marquait parfaitement leurs contours. Il n'y a rien à dire contre une preuve de cette nature.

Quoique le plâtre soit extrêmement peu soluble dans l'eau, la plupart des sources en contiennent de petites quantités. Les eaux *séléniteuses*, comme on les appelle, sont défavorables à la digestion; elles ne sont pas propres au savonnage, à la cuisson des légumes, à la teinture, à cause de l'action du sulfate de chaux très-divisé sur les différentes matières qu'on traite par l'eau. La plupart du temps le sulfate agit en s'incorporant à ces matières, et leur donnant une certaine dureté ou rigidité.

Le carbonate de soude détruit très-bien la crudité de l'eau; voici la réaction qui s'opère :

Carbonate	soude.		Sulfate de soude
de soude.	acide carbonique.	craie insoluble	en dissolution.
Sulfate	chaux	et sans action.	— Sans action
de chaux.	acide sulfurique.		mauvaise.

Il ne faut pas quatre onces (320 grammes) de soude pour purifier 100 litres d'eau. On emploie aussi l'alun pour corriger les défauts de l'eau; mais l'alun ne remplit pas le même but que la soude. Il sert à éclaircir les eaux troubles en entraînant mécaniquement les matières qui s'y trouvent en suspension. Les blanchisseuses emploient souvent ce procédé, qui est excellent pour elles. Il n'est pas aussi bon, d'après M. Boutigny, pour les eaux qu'on doit boire. Il reste dans ces eaux des traces d'alun non précipité qui pourrait à la longue altérer la santé. Du reste, il ne faut pas plus de 50 grammes pour clarifier rapidement un hectolitre de l'eau la plus bourbeuse.

COMPOSÉS DU SODIUM.

La soude et la potasse (oxyde de potassium) paraissent être sœurs. A l'état d'oxyde ou de carbonate, elles se conduisent de même, leurs sels seuls ont des propriétés bien tranchées. Lorsqu'on brûle des végétaux à l'air, ils laissent tous un résidu ou, comme on dit, des *cendres,* dont la partie soluble prend le nom de lessive, et la partie insoluble celui de charrée. Les végétaux marins fournissent une lessive de soude; les autres donnent de la potasse. La soude et la potasse sont très-solubles dans l'eau; elles verdissent le sirop de violettes; elles se combinent très-bien avec les acides, et particulièrement avec l'acide carbonique de l'air. On peut les distinguer par un caractère bien tranché: les soudes cristallisent très-bien, et leurs cristaux sont très-efflorescents; les potasses, au contraire, ne peuvent cristalliser; elles attirent d'une manière très-sensible l'humidité dé l'air, dans laquelle elles se liquéfient.

La soude nous venait autrefois presque exclusivement d'Espagne; actuellement on fabrique en France la soude artificielle avec du sel marin (chlorure de sodium), que nous allons étudier tout à l'heure. Le chlorure de sodium se change en sulfate de soude avec l'acide sulfurique, à l'aide de la chaleur; le sulfate est ensuite calciné avec du charbon et de la craie; il en résulte du carbonate de soude, qu'on raffine par des solutions et des cristallisations réitérées. La soude est la base du savon dur, comme la potasse est la base du savon mou. L'une et l'autre servent, comme nous l'avons déjà vu, à la fabrication du verre, à la dissolution de certaines matières colorantes qui ne se dissolvent

pas dans l'eau; elles servent surtout à blanchir et à nettoyer les tissus, non-seulement par cette propriété qu'elles ont de dissoudre les matières colorantes, mais par la propriété non moins précieuse de se combiner avec les corps gras, avec lesquels elles forment des sels solubles.

Dans les circonstances ordinaires les lessives ordinaires suffisent; mais lorqu'on a besoin de tirer des alcalis tout ce qu'ils peuvent produire, on est obligé de les caustifier, c'est-à-dire de les faire bouillir avec de la chaux, qui enlève à la soude ou à la potasse l'acide carbonique qu'elles retiennent, pour les laisser à l'état d'oxyde pur.

On se figure ordinairement que la chaux ajoutée aux lessives brûle les tissus; il n'en est rien, le carbonate de chaux est fort innocent; et comme les alcalis ne sont utiles que lorsqu'ils peuvent former des sels solubles avec les matières grasses, c'est-à-dire à l'état d'oxyde, on fait une chose bonne et utile en enlevant aux alcalis l'acide carbonique à l'aide de la chaux. Si les tissus sont détériorés, c'est que la lessive est trop forte; il est facile d'y remédier en y ajoutant de l'eau.

On a l'habitude de juger la force d'une lessive en mouillant deux doigts; si elle paraît onctueuse au toucher, on dit qu'elle est *grasse*. Rien n'est si faux que cette manière de parler: la lessive ne paraît grasse que parce qu'en détruisant la peau, qu'elle corrode, elle forme avec elle, comme avec tous les corps gras, un savon soluble. On devrait toujours éprouver les lessives à l'aréomètre (1), et avec d'autant plus de soin que l'énergie des alcalis est extrême. Je fais bouillir

(1) Voy. les notions de manipulation.

une dissolution concentrée de potasse ou de soude, et j'y plonge un morceau de bœuf : en un instant il a disparu.

C'est de la potasse et de la soude pures qu'on extrait le potassium et le sodium, en les calcinant avec du charbon. La consistance de ces métaux est celle de la cire; ils ont un éclat passablement métallique; on les recueille dans des vases pleins d'huile de naphte, qui n'est qu'un carbure d'hydrogène sans oxygène.

Pour vous donner une idée de l'énergie avec laquelle agissent ces métaux, je prends gros comme un pois de potassium que j'essuie dans un petit morceau de papier brouillard pour le débarrasser de l'huile de naphte dans lequel il trempait. Puis je le jette dans une cuvette d'eau. Voyez comme il prend feu.

— Voilà ce qui s'appelle mettre le feu à l'eau !

— Cette fois, c'est vrai. C'est l'eau même qui se décompose, tant le potassium a d'affinité pour l'oxygène.

Pour ne plus revenir aux carbonates de soude et de potasse, notez en passant qu'il en existe deux tout à fait différents de ceux qui forment la soude et la potasse du commerce. On les appelle bicarbonate, comme qui dirait deux fois carbonaté, et *sesquicarbonate*, ou carbonaté une fois et demie. Celui-ci, qu'on faisait venir autrefois d'Égypte sous le nom de *natron*, pour en tirer la soude et faire des savons, n'est plus assez employé pour mériter une mention particulière. Le bicarbonate de soude qui se trouve dans plusieurs eaux minérales, et particulièrement dans les eaux du Mont-d'Or et de Vichy, a des propriétés médicales remarquables; M. d'Arcet a recommandé ce sel comme un excellent digestif. C'est avec le bicarbonate de soude qu'on obtient l'acide carbonique pour les eaux gazeuses avec lesquelles on rem-

place l'eau de Seltz; on l'isole avec l'acide tartrique, comme nous l'avons vu.

Abordons maintenant le composé le plus important du sodium. C'est son chlorure, qui porte le nom de sel marin. Vous connaissez l'emploi du sel marin pour la cuisine, et vous avez peut-être admiré déjà comment deux composés aussi délétères que le chlore et le sodium pouvaient, par une union simple et naturelle, se changer en un composé si innocent et si utile.

Le chlorure de sodium est très-répandu, soit dans les eaux de la mer, soit dans l'intérieur de la terre. Il y a des mines de sel marin (*sel gemme*) dans presque tous les pays. Les sources salées sont aussi abondamment répandues; elles proviennent des nappes d'eau qui ont traversé des couches de terre salées, etc., à une grande distance souvent du lieu où elles débouchent. Près de Cracovie, au pied des monts Krapacks, il y a des mines immenses de sel gemme qui ont plus de huit cents kilomètres, dit-on, de longueur, sur une largeur de cent soixante quelquefois. Ces souterrains prodigieux forment un pays à part, qui a ses villes, ses villages, ses habitants, lesquels naissent et meurent dans l'intérieur de la terre, sans avoir jamais vu la lumière du ciel. Des galeries souvent plus hautes que nos églises s'allongent à perte de vue sous de magnifiques voûtes de cristal qui réfléchissent constamment l'éclat d'un nombre infini de lampes.

Rien n'est plus facile que l'extraction du sel dans ces mines, quoiqu'elles soient souvent à 300 mètres au-dessous du niveau du sol, et quelquefois beaucoup au-dessous du niveau des mers. Lorsqu'il n'est pas commode d'enlever directement les blocs qu'on a extraits avec le pic, on amène un courant d'eau dans l'intérieur,

et lorsque cette eau s'est saturée de sel, on l'épuise avec des pompes. On recueille ensuite le sel comme auprès des sources salées, par l'évaporation. Lorsque les eaux des sources salées sont pauvres en sel, on les projette sur des fagots d'épine rangés sous des hangars nommés *bâtiments de graduation.* Un renouvellement rapide de l'air environnant fait évaporer une partie de l'eau, qui s'égoutte lentement le long des branches; la concentration du sel devient ensuite beaucoup plus facile. Le sel s'extrait d'une manière plus simple encore des eaux de la mer: on établit sur le sable, dans les lieux propices, de vastes étangs que la marée montante vient remplir; on laisse ces eaux s'évaporer au soleil, et l'on réunit en tas la croûte qui reste sur le sable, et dont les trois quarts ne sont que du sel. Au moyen d'une ou plusieurs évaporations successives, on amène le sel au degré de blancheur qu'on désire. Souvent on le livre au commerce sans préparation, après l'avoir laissé séjourner plusieurs mois en monceaux sur la plage, à l'abri de couvertures de paille, pour qu'il se dépouille de la plupart des sels déliquescents qu'il contient.

Le sel marin est employé dans certaines circonstances pour les poteries. Sous l'influence de la chaleur humide, il se décompose en acide chlorhydrique qui se dégage, et en soude qui forme avec la terre des silicates et des aluminates de soude, sels vitreux, comme nous l'avons vu. La réaction se comprend facilement.

Chlorure de sodium ou sel marin.	sodium		soude libre.	Silicate et aluminate de soude.
	chlore . .	acide chlorhydrique.		
Eau.	hydrogène.			
	oxygène			
Acide silicique, et alumine jouant le rôle d'acide. . . .				

Deux mots maintenant du borax ou borate de soude. Ce sel nous vient de l'Inde à l'état brut; on le raffine dans nos fabriques, pour lui donner une grande blancheur et une demi-transparence. La principale propriété du borax est de se fondre à la chaleur rouge en un liquide transparent qui reste également transparent quand il est refroidi. Ce liquide dissout les oxydes métalliques, et se laisse colorer par eux de diverses façons, suivant la nature de ces oxydes; il en facilite donc singulièrement l'étude. Voici du borax : j'en mets une parcelle dans une toute petite capsule que je tiens sur une flamme intense, celle du chalumeau, par exemple. Il faut bien peu de temps, comme vous voyez, pour le fondre. J'y projette de cette poudre qui est un oxyde métallique. Vous voyez que le mélange prend la couleur jaune en se figeant. J'ai employé un oxyde de fer; l'oxyde de manganèse m'eût donné une couleur lilas. Les ouvriers qui soudent les métaux emploient tous les jours le borax; il facilite, en effet, l'adhésion des métaux et de la soudure, en faisant disparaître l'oxyde qui recouvre le métal. On commence à remplacer le borax des Indes par un borate de soude artificiel que l'on crée de toutes pièces avec la soude et l'acide borique qui se trouve dans la vase de plusieurs lacs de Toscane en mélange avec des substances étrangères. La théorie de sa purification et de la fabrication du borate de soude n'offre aucune particularité que vous ne connaissiez déjà. Le bore n'est pas employé; il est très-difficile à isoler de son acide.

Je devrais vous dire quelque chose du sel de Glauber et du sel d'Epsom employés en médecine comme purgatifs. Mais un mot suffira pour vous les faire connaître; ces deux sels ne sont que du sulfate de

soude dont la cristallisation a été plus ou moins troublée.

COMPOSÉS DU POTASSIUM.

Je ne reviens pas sur les propriétés des potasses carbonatées ou caustiques, l'étude de la soude vous a mis à même de les connaître. J'ajouterai seulement que vous trouverez presque toujours dans les pharmacies la potasse caustique sous le nom de pierre à cautère, parce qu'en effet son énergie la fait employer par les médecins pour ronger la chair et ouvrir les cautères. La soude pourrait servir au même usage; mais elle aurait moins d'énergie.

Nous sommes arrivés à l'étude de l'un des plus importants produits de l'industrie : la fabrication de la poudre à canon, pour laquelle on emploie, avec le soufre et le charbon, un sel très-curieux : l'*azotate de potasse*.

Ce sel, plus connu sous le nom de *nitrate de potasse*, et qu'on appelle plus vulgairement encore *nitre, sel de nitre, salpêtre*, est très-abondant à la surface de la terre. Vous entendez tous les jours parler de murailles qui sont humides parce qu'elles sont *salpêtrées*. Le salpêtre est un de nos grands ennemis domestiques; il ne manque pas de se former dans les lieux exposés aux émanations des produits animaux, lorsque ces mêmes lieux offrent de la potasse et de l'humidité. Quoi qu'on fasse, on peut difficilement empêcher ce sel de s'attacher aux murs et d'attirer l'humidité, dont il est extrêmement avide. Il y a des pays où le salpêtre se forme à la surface des terres. En France, on l'extrait des plâtras de démolition, ou l'on crée des nitrières artificielles en favorisant la formation du sel au moyen de matières ani-

males en putréfaction, que l'on met en présence des substances alcalines.

Lorsque les substances dont on extrait le salpêtre sont pauvres en sel de potasse et riches en azotate de chaux, il est assez difficile de tirer parti des matériaux; il faut convertir l'azotate de chaux en azotate de potasse au moyen de la potasse du commerce, et purifier à plusieurs reprises. Lorsque le salpêtre est purifié, le commerce le fournit en masses saccharoïdes, c'est-à-dire cristallisées confusément comme le sucre, quoiqu'on puisse l'obtenir, en laissant la cristallisation s'opérer elle-même, en petites aiguilles transparentes. L'azotate de potasse se décompose facilement en abandonnant une partie de l'oxygène de son acide, lorsqu'il se trouve chauffé ou mêlé à des corps avides d'oxygène : vous voyez toujours les mêmes causes reproduire les mêmes effets.

L'azotate de potasse active beaucoup la combustion du charbon, parce qu'il cède une partie d'oxygène au charbon, qui s'y combine vivement. Je pulvérise de l'azotate de potasse, j'y ajoute un tiers de sciure de bois et un tiers de soufre en poudre; j'ai formé avec ce mélange une poudre de fusion avec laquelle on peut fondre les pièces de métal les plus grosses. Pour vous donner une idée de l'activité de cette poudre, j'en emplis une coquille de noix, dans laquelle je mets une ancienne pièce de six liards ou une pièce de 50 centimes. Allumez la poudre ; il n'y a aucun danger ; elle brûlera rapidement, et la pièce de cuivre ou d'argent sera fondue bien avant que la coquille soit brûlée. La chaleur s'élève, elle pénètre facilement le métal, qui est excellent conducteur; mais la coquille est en bois; elle n'est pas encore en feu que l'opération est terminée.

L'azotate de potasse ou salpêtre entre pour les trois quarts dans la composition de la poudre à canon; le dernier quart est fourni, moitié par le charbon, moitié par le soufre. La préparation de la poudre n'est pas difficile, car c'est un simple mélange à opérer; on a l'attention de la mettre en grains et non en poussière, pour qu'elle brûle plus vite, car la poussière ou pulvérin brûlerait plus lentement et souvent imparfaitement. Les proportions du mélange peuvent varier, mais dans une limite assez rapprochée, comme vous le comprendrez aisément quand vous saurez la réaction qui s'opère. On sait par expérience que l'azotate et le charbon sans soufre peuvent lancer une balle; tandis que l'azotate et le soufre sans charbon n'ont pas d'action sensible sur la balle. Ceci va s'expliquer encore. Voici la réaction :

Azotate de potasse.	azote				GAZ.
	1. oxygène				Acide carbonique. GAZ.
	potassium			sulfure de potassium.	
	potasse		sulfate de potasse.		
	2. oxygène.	acide sulfurique.			
Soufre.	1re partie .				
	2e partie				
	3e partie. . .	sulfure de carbone. — GAZ. .			
Charbon	1re partie. . .				
	2e partie.				

Ainsi voilà trois gaz principaux qui forment le produit de la réaction, et qui demandent une place considérable pour s'étendre. Comme l'affinité des matières premières et leur mélange intime rendent leur développement instantané, il faut qu'ils chassent violemment devant eux le corps qui prête le plus, c'est-à-dire la balle ou le boulet. Quelques autres corps prennent nais-

sance en petite quantité : il y a, par exemple, un peu de carbonate d'ammoniaque. L'acide carbonique forme un carbonate avec un peu d'ammoniaque (azoture d'hydrogène) qui résulte du dégagement d'une petite quantité d'hydrogène gazeux retenu entre les pores du charbon. Je ne vous parle pas de quelques autres produits semblables, pour ne pas rendre la réaction principale obscure dans votre esprit.

Vous comprenez maintenant qu'il faut, pour obtenir tout l'effet possible de la poudre, mêler les matières en telle quantité, qu'elles se saturent tout juste, et forment sans résidu les gaz énumérés plus haut. Le capitaine Brianchon a trouvé par des calculs précis, corroborés d'expériences concluantes, qu'un litre de poudre, qui pèse 900 grammes, produit 400 litres de gaz, dont la chaleur exagère tellement la faculté expansive, qu'ils tiennent la place de 4,000. D'où il suit que les gaz développés par une charge de poudre tendent à remplir 4,000 fois plus de place que la charge primitive n'en contient. Ce que je viens de vous dire suffit pour vous expliquer la réaction produite par tous les mélanges détonants ; il y a toujours lieu à un dégagement de gaz chauds qui frappent violemment l'air et produisent l'explosion. Malgré la rapidité des explosions produites par la poudre, on a su maîtriser jusqu'à un certain point sa force et la combiner de mille manières, pour produire les effets les plus variés, suivant qu'elle est en grains plus ou moins gros, et qu'elle est renfermée dans tel ou tel récipient. Il serait trop long d'entrer dans des détails de fabrication qui sont du ressort de l'artificier, et qui d'ailleurs n'ont presque rien de chimique ; cependant je dois vous indiquer la cause toute chimique de la variété de couleurs brillantes employées pour les fu-

sées, les chandelles romaines, les gerbes, les bouquets de toute nature.

Le brillant des feux est dû à des parcelles de métal contenues dans la poudre, et qui ne peuvent s'enflammer qu'avec le secours de l'oxygène de l'air. Aussi il est facile de combiner la force du mélange de manière a obtenir que le métal ne s'enflamme que lorsqu'il est arrivé au point le plus élevé de sa course. Les feux communs, du milieu desquels partent les feux brillants, sont uniquement composés de pulvérin (poudre en poussière), et de charbon pilé, dans la proportion d'un cinquième ou même d'un quart *en poids*. Les feux brillants clairs sont faits avec du pulvérin et de la limaille d'acier, celle-ci aussi dans la proportion d'un quart ou d'un cinquième. Les flammes du Bengale sont composées d'azotate de potasse auquel on mêle un bon quart de soufre et moitié moins d'antimoine. Lorsqu'on veut obtenir une pluie de feu, on mêle ensemble du pulvérin, moitié moins d'azotate de potasse, moitié moins encore de soufre, et enfin moitié moins de charbon de chêne, avec autant de charbon de terre grossièrement pulvérisés. (On peut forcer un peu la proportion de charbon sans inconvénient.) Pour la plupart des feux blancs, on se contente d'ajouter du salpêtre et du soufre en proportions variables, quelquefois aussi du charbon. On obtient de très-beaux feux chinois et des gerbes magnifiques en employant de la fonte de fer en grenaille. Avec le zinc, on a des feux bleus d'une belle nuance, des feux verts avec le vert-de-gris et d'autres sels de cuivre, des feux rouges avec les sels de strontiane (oxyde de strontium, dernier groupe). Dans les feux d'artifice on communique le feu d'une pièce à l'autre en trempant une mèche de coton dans une bouillie

plus ou moins épaisse de pulvérin broyé dans l'alcool un peu gommé.

Mais il ne faut pas que les feux d'artifice nous fassent oublier un dernier sel de potasse dont je dois, avant de terminer, vous dire quelques mots. C'est le chlorate. Vous devinez qu'un sel qui a pour base un principe aussi peu stable que l'acide chlorique, et dont les éléments sont gazeux, doit se décomposer facilement et avec explosion, pour peu qu'il y soit sollicité. Vous devinez, par conséquent, que, si on le mêle avec un corps combustible, il y aura une détonation violente, surtout si les nouveaux composés sont gazeux. En effet, c'est avec le chlorate de potasse qu'on compose la plupart des poudres fulminantes par le choc. La poudre faite avec un mélange de chlorate, de soufre et de charbon est tellement violente, qu'on a dû renoncer à en faire de la poudre à canon. C'est d'abord avec le chlorate de potasse qu'on a fait les amorces de fusil à piston ; mais les cheminées s'oxydaient trop vite et obstruaient la lumière ; il est remplacé aujourd'hui par le mercure fulminant. Mêlez du chlorate de potasse avec un corps combustible (1); si vous versez ensuite dessus de l'acide sulfurique, celui-ci s'emparera vivement de la potasse et laissera libre l'acide chlorique, qui se décomposera vivement. Voici la réaction :

Chlorate de potasse.	acide chlorique.	oxyde de chlore, gaz lourd, jaune, fétide.	
		oxygène.	Acide carbonique.
	potasse.	sulfate de potasse . . .	
Acide sulfurique. . .			
Charbon.			

La violence avec laquelle l'oxygène est rejeté sur le

(1) On ne doit faire ces mélanges qu'avec la plus grande précaution et sans percussion.

charbon fait que le combustible s'enflamme. Cette réaction curieuse a été mise à profit depuis quinze à vingt ans. On fait des briquets avec le chlorate de potasse, auquel on ajoute un tiers de son poids de soufre, et un peu moins de lycopode. On mêle bien ces matières, mais sans aucun frottement, car le plus petit frottement détermine une explosion. On en fait ensuite une pâte molle avec de l'eau gommée; des allumettes soufrées d'avance sont plongées dans cette pâte; elles en retiennent suffisamment. Quand on veut les allumer, on les plonge vivement dans une petite bouteille d'où on les retire enflammées. Vous devinez déjà que ce résultat est dû à l'acide sulfurique (1). Mais aujourd'hui on a supprimé l'acide; on donne plus de fermeté à la pâte au moyen de légères modifications, et on l'enflamme en frottant l'allumette sur un corps dur et non poli. La chaleur développée par le frottement suffit pour déterminer la réaction de l'oxygène sur la matière combustible. Ces allumettes s'appellent vulgairement allumettes chimiques. Le chlorate de potasse, base de ces réactions, se produit en faisant passer un courant de chlore dans une dissolution de potasse. Il se forme du chlorure de potassium soluble et du chlorate de potasse peu soluble qui se dépose.

Nous terminerons l'étude de la chimie inorganique par une des expériences les plus curieuses qui puissent se voir. Je verse dans un verre à pied un peu d'eau, et plus de chlorate de potasse que cette eau n'en peu dissoudre; j'y ajoute des fragments de phosphore. Je fais

(1) Pour que l'allumette ne baigne pas dans l'acide, on a soin de remplir la petite bouteille de filaments d'amiante. Lorsque les allumettes ne veulent plus prendre, il faut retirer l'amiante, la faire chauffer fortement sur une pelle rouge, et la remettre dans la bouteille; on versera deux ou trois gouttes d'acide.

descendre ensuite au fond du vase, soit avec un petit entonnoir dont l'extrémité est effilée, soit seulement en versant avec précaution, le long des bords du verre, une petite quantité d'acide sulfurique. Aussitôt que l'eau s'échauffe, une réaction étonnante a lieu; des éclairs et des jets de lumière se produisent au sein de l'eau. Cette réaction fort curieuse, comme vous voyez, n'a cependant plus rien d'étonnant pour vous. Il en sera de même de la plupart de celles que le temps ne me permet pas de vous expliquer. Bien que je regrette la précipitation avec laquelle je déroule à vos yeux quelques-unes des merveilles que Dieu a semées avec tant de profusion sur cette terre, je crois que vous êtes désormais en état d'aborder un autre ordre de faits, en commençant l'étude de la chimie organique. »

ENTRETIEN XVII

CHIMIE ORGANIQUE

Notions générales. — Conditions nécessaires au développement des organes des végétaux.— Manière dont le chimiste étudie les organes. — La germination. — Les plantes se nourrissent principalement de l'acide carbonique de l'air. — Respiration des plantes. — Influence du sol sur la végétation. — Composition des sols. — Amendements. — Engrais. — Assolement.

« La chimie organique, que nous abordons maintenant, est loin d'avoir fait d'aussi rapides progrès que l'autre branche; aussi, laissant de côté tout ce qui ne me paraîtra pas assez solidement établi encore, je me contenterai de vous signaler les principaux faits bien constatés aujourd'hui, et je réserverai le peu de temps qui nous reste à étudier les ressources que l'industrie sait tirer des végétaux et des animaux considérés au point de vue de la science.

Les êtres organisés ne renferment pas d'éléments nouveaux. Les seuls éléments qui concourent à la formation des substances purement organiques se réduisent à trois ou quatre : l'oxygène, l'hydrogène, le carbone, et quelquefois l'azote, qui caractérise particulièrement les poisons du règne végétal et les substances animales.

— Est-ce qu'on ne trouve rien autre chose dans les plantes et dans les animaux que ces trois ou quatre éléments?

18

— On y trouve certainement d'autres corps : des oxydes, des acides, des sels. Mais ces substances ne sont pas formées par le travail des organes ; elles préexistent (on le croit du moins) toutes formées dans les sucs absorbés par la plante. Cependant cette plante fournit de la potasse, quoiqu'elle ait poussé, dit-on, dans une fente de rocher où l'on n'en découvre pas la moindre trace.

Nous formons de toutes pièces des composés inorganiques ; il n'y en a guère qui résistent à notre action ; mais nous ne pouvons faire aucun composé organique avec ses éléments primitifs.

Voici deux substances qui ont le même aspect en poudre : du sel et du sucre ; la première est du chlorure de sodium. Donnez-moi du chlore et du sodium ; je mettrai ces éléments en présence, dans des circonstances favorables, et je formerai du sel. Le sucre est composé d'oxygène, d'hydrogène et de carbone, mais *élaborés par des organes*, sous l'influence de la force vitale : je ne pourrai pas faire de sucre avec de l'oxygène, de l'hydrogène et du carbone.

Cependant la chimie organique a déjà fait bien des progrès. Si elle est incapable de former des substances organiques avec des éléments primitifs, elle change l'équilibre de ces éléments dans les corps, et convertit ainsi une substance organisée en une autre. Ainsi elle convertit un morceau de chiffon en gomme, puis en sucre, puis en alcool, en acide acétique, enfin en acide carbonique et en eau. C'est déjà un pas immense. Mais de cet acide carbonique et de cette eau, nous ne reformerons plus les matières dont nous les avons tirés.

Ces substances sont formées au sein d'organes dont

les fonctions intimes nous sont encore bien peu connues, et sous l'influence d'une force que nous connaissons moins encore : la *force vitale*. On a cherché à expliquer diversement la nature de cette *force vitale*, mais on n'y est pas encore parvenu, et, quoiqu'il soit possible que l'électricité moléculaire joue un grand rôle dans l'élaboration des éléments par les organes, nous n'avons encore aucun document précis sur ce sujet. On a suivi avec la plus grande attention les développements des plantes; on sait maintenant, grâce aux admirables expériences de M. de Saussure, quelle quantité de chaque élément est absorbée par elles dans un temps donné : mais comment les organes s'assimilent-ils ces éléments? c'est ce que nous ne savons pas encore. Il serait bien curieux de suivre la nature dans cet immense travail; de voir, sous l'influence de l'air, du soleil, de la pluie et surtout (je le crois du moins) de l'électricité moléculaire; de voir, dis-je, un rocher sec et nu se dépouiller peu à peu de certaines parties de silice et d'alumine, dans lesquelles peuvent déjà trouver à se nourrir quelques végétations informes qui, en périssant bientôt, laisseront un *détritus*, plus propre à la végétation des plantes dont les graines s'y trouveront déposées. Mais ici, comme en bien d'autres points, nous sommes obligés d'accuser une ignorance presque complète.

En résumant rapidement nos connaissances en chimie organique, nous nous attacherons le moins possible *aux opinions* que le temps n'a pas encore consacrées. Je m'attacherai plus volontiers *aux faits* dont l'industrie tire tous les jours le plus grand parti. Aussi ferai-je bon marché des divisions plus ou moins complètes, plus ou moins élégantes des divers auteurs; et sans di-

viser les principes immédiats divers, ainsi que les produits immédiats, pour les classer méthodiquement, je vous entretiendrai d'abord des végétaux, puis des animaux. Dans chacune de ces deux grandes classes, nous étudierons :

1° Les conditions nécessaires pour le développement des organes ;

2° L'usage que font les arts et l'industrie des substances organiques;

3° Les phénomènes qui accompagnent la désorganisation.

CONDITIONS NÉCESSAIRES

AU DÉVELOPPEMENT DES ORGANES VÉGÉTAUX.

Vous n'avez probablement pas une connaissance bien étendue de la botanique ; aussi serai-je sobre d'expressions empruntées à cette science. Arrachez une plante, la première venue : extérieurement vous y connaîtrez une *tige* qui se ramifie vers le haut, des *racines* qui l'attachaient à la terre, et des *feuilles* dont nous verrons bientôt l'usage. Voilà les parties essentielles à la conservation de la plante. Il vient un temps où les vaisseaux qui doivent distribuer la nourriture dans la plante se trouvent engorgés, les sucs s'épaississent outre mesure : la plante sèche et meurt. Mais un moyen aussi simple qu'admirable lui a été donné pour se reproduire avant l'époque de sa décrépitude : la Providence veille sur le lis des champs comme sur l'homme, chef-d'œuvre de ses mains. Pendant l'exubérance de la séve, chaque plante produit des fleurs qui se changent bientôt en fruits : ce sont ces fruits qui contiennent le germe d'une ou plusieurs autres plantes destinées à la reproduction de l'espèce.

Le naturaliste ne perd aucun détail de ces admirables petits appareils dans lesquels se distillent les sucs nourriciers qui vont, avec une merveilleuse précision, au point exact où leur présence est nécessaire. Le microscope à la main, il examine chaque partie de ce *tissu cellulaire* qui forme une infinité d'alvéoles semblables à ceux des gâteaux de miel, et dans lesquels s'élabore la séve. Le *tissu vasculaire,* cette multitude de petits tubes infiniment déliés qui servent à la répartition des sucs dans chaque cellule, n'attire pas moins son attention.

Le chimiste ne considère pas les plantes sous le même point de vue; le mieux serait peut-être de le faire, et de ne pas séparer de la chimie la physiologie végétale. M. Raspail a déjà commencé dans ce sens une heureuse réforme, en se servant pour l'analyse autant du microscope que des réactifs. Nous ne le suivrons pourtant pas dans cette voie, qui nous entraînerait trop loin (1). Nous nous bornerons à étudier dans les plantes les conditions nécessaires pour qu'elles s'assimilent les éléments qui les nourrissent, et les combinaisons nouvelles qui développe le jeu des organes.

Une plante ne se crée pas de toutes pièces. Elle existe toujours en graines provenant d'une autre plante de même espèce (2). La graine renferme trois parties : l'une qui se dirige vers la terre pour y prendre la forme de racines; l'autre qui s'élève pour former la tige; la troisième enfin qui contient les aliments convenables pour la plante naissante. Lorsque l'air, la chaleur, l'humidité n'ont pas d'action sur la graine, celle-ci ne subit aucune

(1) Voy. le dictionnaire, au mot *Classification.*

(2) Les plantes se reproduisent aussi par leurs branches, par leurs feuilles. On fait des *boutures*, des *marcottes* d'un très-grand nombre de plantes ligneuses.

altération. Mais sous l'influence de ces agents le germe se développe, les racines et la tige croissent, jusqu'à ce que la graine ne leur fournisse plus d'aliments : alors la germination est terminée ; c'est à la terre et à l'air qu'est confié le soin de pourvoir à la nourriture de la jeune plante.

Les réactions qui s'opèrent pour arriver là sont difficiles à saisir. Voici ce que nous en savons (1). C'est par un dégagement d'acide carbonique que l'équilibre entre les éléments de la graine se trouve rompu, à la faveur de la chaleur et de l'humidité. Alors commence l'action électrique qui accompagne toutes les décompositions chimiques. Cette action continue pendant toute la vie de la plante, quoique d'une manière presque insensible. En même temps que l'acide carbonique, il se forme une certaine quantité de *diastase,* substance particulière aux graines, qui réagit sur la *fécule* qu'elles contiennent, en gonflant considérablement ses globules. Un suc laiteux et sucré peut se dégager alors de l'intérieur des grains de fécule pour alimenter les germes. Au moment où ils parviennent à la lumière, la réaction de la diastase s'arrête : l'allaitement est fini ; le suc laiteux et sucré se change en une matière gommeuse, résineuse, acide, qui donne aux organes, déjà plus développés, la force qui leur manque, pour élaborer les aliments que la terre et l'air vont leur fournir (2).

(1) La plupart de ces détails sont des à des chimistes français : Théodore de Saussure, Payen, Raspail, etc.

(2) On croit communément que c'est à la terre seule que les plantes empruntent leur nourriture. C'est une erreur. Les expériences les plus délicates prouvent que les plantes tirent de l'air une grande partie de leur carbone. Elles en tirent aussi de l'oxygène ; l'eau de la pluie, de la rosée, de la terre, se décompose et leur donne aussi de l'oxygène et de l'hydrogène.

Théodore de Saussure a fait végéter pendant plusieurs jours sept plantes de

Les plantes tirent de l'air et de l'eau une bonne partie de leur nourriture; mais n'en concluez pas que la préparation du sol est peu importante pour la culture. Tout prouve, au contraire, que la bonne qualité des sols a la plus grande influence sur la végétation. Les sols, pour être féconds, doivent être convenablement *ameublis* et *engraissés*.

pervenche dans une petite quantité d'eau pure, en enveloppant ces plantes d'une atmosphère artificielle sous une cloche.

La cloche contenait avant l'opération : après l'opération :

	avant	après
azote. . . .	4,199 cm. cubes. . . .	4,338 cm.
oxygène. . .	1,116.	1,408
acide carbon.	431.	0
	5,746	5,746

L'air, après l'opération, n'avait pas sensiblement diminué de volume. Il en résulte que 431 cm. d'acide carbonique ont disparu. Une partie de ce gaz se retrouve en oxygène; l'autre est remplacée par de l'azote; d'où nous devons conclure que tout le carbone et une partie de l'oxygène de l'acide carbonique ont été absorbés, tandis que la plante a rejeté de l'azote.

D'autres tiges, aussi semblables que possible d'âge, de volume et de poids, ont donné à l'analyse 528 m.gr. de charbon; celles qui ont décomposé l'atmosphère artificielle en ont donné 649; d'autres enfin qui ont végété dans une atmosphère privée d'acide carbonique, ont plutôt diminué qu'augmenté.

Les tiges soumises à la première opération ont laissé dégager autant d'azote qu'elles ont absorbé d'oxygène. De plus, elles ont absorbé 217 m.gr. de carbone; or, supposées sèches, elles pesaient avant l'opération 3 gr. 707; après l'opération, 4 gr. 237 m. Elles ont donc augmenté de 0 gr. 530 m. Là-dessus, 0,217 proviennent du carbone; le reste ne peut donc provenir que de l'eau dans laquelle plongeaient les racines.

Des expériences nombreuses faites sur le tournesol paraissent prouver que, dans les circonstances ordinaires, ce végétal, dont l'accroissement est très-prompt, n'a pas pris à la terre plus du vingtième de la substance organisable qui l'a nourri. C'est par les parties vertes seulement que les plantes absorbent l'acide carbonique et l'oxygène de l'air; c'est par elles aussi, sans doute, que l'eau se décompose pour l'assimilation. La décomposition ne se fait qu'à la lumière du soleil, soit diffuse, soit directe. La lumière n'est nuisible que pour la germination. Pendant la nuit, au lieu d'absorber l'acide carbonique, les plantes l'exhalent et n'absorbent plus que de l'oxygène. Mais en ajoutant l'action du jour à celle de la nuit, on trouve qu'en somme la *respiration* des plantes ne diminue pas la quantité d'oxygène contenu dans l'air; au contraire, elle l'augmente en décomposant l'acide carbonique. C'est pour cela que l'air des campagnes, quand il n'est pas vicié par les miasmes putrides qui s'élèvent des marécages, est beaucoup plus sain que l'air des villes.

L'ameublissement a pour but de rendre le sol plus perméable aux racines, à l'air, à l'eau et à la chaleur; les réactions chimiques, et, par conséquent, les courants électriques ne peuvent suivre leur cours en liberté qu'avec ces conditions. Cependant la perméabilité du sol ne doit pas aller jusqu'à déterminer une dessiccation trop prompte; le sol doit être assez ferme pour que les racines donnent à la plante une fixité suffisante. Concluez-en que si l'alumine ou l'argile rend, lorsqu'elle est en excès, un terrain infertile, la silice et le sable n'ont pas un effet moins pernicieux. Concluez encore que, pour être dans un état convenable, les sols doivent être mêlés en proportion variable de terres compactes et légères, de manière à former un tout homogène remplissant les conditions que j'indiquais tout à l'heure. Vous comprenez déjà pourquoi tant de labours dans la culture, pourquoi ces mélanges de terres de diverses natures, ces *composts* qui ne renferment parfois qu'une petite quantité d'engrais.

La question des engrais pour la culture est une question bien importante aussi; car une terre parfaitement ameublie, mais qui serait *maigre*, serait tout à fait improductive. Nous pouvons constater que l'assimilation des éléments exige une action électro-chimique fournie surtout par la décomposition spontanée, mais presque insensible des *détritus* organiques (1). On sait que le *fluide négatif* (2) développé convenablement stimule et active la végétation, tandis que le développement du

(1) M. Becquerel a fait sur ce sujet les expériences les plus délicates et les plus curieuses. On a pu poser ainsi les fondements d'une science nouvelle, l'*électrochimie*, qui ne tardera pas à jeter de vives lumières sur l'action des organes dans les plantes et même dans les animaux.

(2) Voyez le dictionnaire au mot *Électricité*. Voyez aussi les *Entretiens sur la physique* qui font partie de cette collection.

fluide positif lui est funeste. Or il n'est pas moins certain que, dans la décomposition des sels, par exemple, les alcalis se chargent du fluide négatif, tandis que les acides se chargent de l'électricité contraire. Ces faits vont nous aider à nous rendre compte du *chaulage* des terres.

La chaux, qui joue, comme amendement, un si grand rôle en agriculture, a pour but principal de détruire l'action défavorable des acides en les neutralisant à mesure qu'ils se forment. C'est surtout à l'acide carbonique, résultat nécessaire de la décomposition des végétaux, qu'elle s'attache. Cet acide, utile sous d'autres rapports, puisqu'il fournit aux feuilles un aliment essentiel, se trouverait évaporé inutilement après avoir produit un premier effet électrique nuisible. La chaux, en s'en emparant, l'empêche de nuire; elle fait plus, elle le garde en réserve. Puis, à mesure que le carbonate de chaux qui en résulte se trouve décomposé à son tour par un acide plus fort, il s'échappe doucement peu à peu, et fournit, longtemps encore après la décomposition des engrais, le gaz le plus nourrissant pour les plantes. On comprendra que des agriculteurs instruits aient pu dire que le chaulage fait la moitié de la richesse des terres.

Les sels neutres ou alcalins fournissent, par des décompositions successives, les mêmes avantages aux plantes, qui en profitent plus ou moins, suivant leur nature. Le plâtre, la marne, le sel commun, les cendres, etc., agissent dans les engrais comme stimulants de la végétation. Ces sels ont encore un avantage : quoiqu'ils n'entrent pour rien dans la composition des substances organiques, ils sont souvent transportés dans les organes lorsqu'ils sont dissous par la séve; ils

donnent, en se déposant entre les molécules des organes, plus de force et de solidité à chaque partie de la plante.

Je ne fais ici que vous indiquer les principaux avantages des amendements et des stimulants ; c'est à une autre science, l'agriculture, qu'il appartient de les développer. Je dois pourtant encore vous dire quelques mots des engrais.

Il ne faut pas croire que l'emploi des stimulants en agriculture puisse dispenser des engrais ; ils les rendent, au contraire, plus indispensables ; car les stimulants activent la végétation ; leur rôle semble être de donner de l'*appétit* aux plantes ; mais ils ne remplacent pas les aliments ; au contraire, ils en font consommer davantage. Autrefois on supposait qu'il fallait laisser les terres en repos pendant plus ou moins longtemps pour leur rendre leur fécondité première : erreur. On sait maintenant, à n'en pouvoir douter, que ce repos est tout à fait inutile, pourvu qu'on se conforme au premier et au plus grand principe de l'agriculture : *Rendez à la terre par l'engrais tout ce que vous lui avez enlevé par la culture.* Maintenant les cultivateurs intelligents ne font plus de jachères ; mais comme l'expérience nous apprend aussi que les racines de toutes les plantes ne se nourrissent pas des mêmes sucs de la même manière ; que les unes ont un *chevelu* traçant presque à la surface du sol, que les autres, au contraire, *pivotent* profondément et s'assimilent avec plus d'énergie les parties aqueuses qui ont pénétré plus profondément, etc., les cultivateurs varient leurs cultures suivant la nature des terrains dont ils disposent. Le classement méthodique des cultures d'un terrain s'appelle *assolement.* Une même céréale ne doit jamais oc-

cuper deux années de suite un même sol ; il faut, par exemple, qu'une récolte de froment soit remplacée par une récolte de fourrages, auxquels succède une récolte de plantes sarclées : pommes de terre, betteraves, navets, etc.

Je ne puis pas me livrer avec vous à l'examen des meilleurs systèmes d'assolement ; il suffit que vous compreniez en principe que le blé, qui fournit surtout des graines, n'épuise pas l'engrais à la manière du trèfle, par exemple, qui fournit beaucoup de feuilles, et qui n'est cultivé que pour elles. Vous comprendrez qu'un engrais dont la décomposition d'abord rapide laisse dégager beaucoup de gaz soit plus profitable à la plante dont les feuilles sont les plus larges et sont le mieux disposées pour les recueillir. Vous comprendrez enfin que les plantes sarclées, qu'on est obligé de biner, de butter, et dont l'arrachage remue profondément le sol, l'ameublissent parfaitement, l'épuisent peu, parce qu'elles vont chercher leur nourriture à une plus grande profondeur, et détruisent les mauvaises herbes en leur interceptant les rayons du soleil au moyen de leurs larges feuilles.

Quant aux différentes espèces de fumier, on les divise habituellement en chauds et froids. Les premiers sont plus actifs, parce qu'ils se décomposent plus vite ; mais ils durent moins longtemps. Ils conviennent mieux aux terrains argileux et froids, et aux cultures rapides. Les fumiers froids conviennent davantage aux terrains sablonneux, parce que ces sortes de terrains éprouvent facilement une trop haute température.

Les principes que vous connaissez déjà doivent vous faire voir que les engrais végétaux *seuls* sont incomplets et insuffisants, quoique, par leur décomposition,

ils fournissent les éléments convenables à l'électricité nécessaire. Cela tient à ce que les matières végétales fournissent par leur décomposition plusieurs acides tels que le gaz carbonique, l'acide acétique, etc. Prenez une substance végétale et distillez-la dans une cornue, le produit de la distillation rougira constamment le papier de tournesol. Il n'en est pas de même des *détritus* des animaux, dont la décomposition fournit des gaz ammoniacaux ; car les principes alcalins sont défavorables à la végétation, tandis que les principes acides lui sont pernicieux.

Ce ne sont pas seulement les *détritus* connus sous le nom de fumiers qui forment d'excellents engrais, toutes les matières animales produisent les mêmes effets : ossements broyés, sang, poils, cornes, chair musculaire, issues, tout est excellent. Parmi toutes ces matières, les plus énergiques sont sans contredit le sang et les vidanges des fosses d'aisance, en raison de leur décomposition facile. Mais cette facilité même est souvent nuisible. Les gaz formés entraînent des parcelles non encore décomposées qui communiquent à la plante une odeur infecte. D'ailleurs l'action des engrais décroît à mesure que la plante a le plus grand besoin de nourriture. MM. Payen et Salmon ont corrigé cet inconvénient de la manière la plus heureuse. M. Payen a introduit comme engrais le résidu des raffineries de sucre, composé de charbon et de sang qui ont servi à clarifier les sirops. Lorsque le sang et le charbon ont été ainsi utilisés, ils forment un excellent engrais. La décomposition du sang est ralentie par le charbon, qui dégage très-lentement les gaz dont il est saturé. Suivant M. Payen, la matière animale, mêlée au charbon, agit six fois plus qu'employée seule.

Une fois maîtresse de ce principe, la science a dû l'étendre rapidement à tous les débris des animaux, et particulièrement aux matières infectes des latrines et aux immondices des voiries. Il fallait autrefois cinq ans pour réduire en *poudrette* inodore les substances provenant du curage des fosses d'aisance; maintenant on convertit à peu près instantanément en engrais inodore ces matières dégoûtantes, par le procédé de M. Salmon : cet engrais porte dans le commerce le nom de *noir animalisé* : c'est un excellent engrais. (V. p. 76.)

Les sucs nourriciers sont sucés par l'extrémité spongieuse des racines; ils s'élèvent de là à travers le tissu vasculaire sous le nom de séve. Ils subissent des modifications importantes dont les détails ne sont pas bien connus, surtout lorsqu'ils se trouvent à la surface des feuilles en contact avec l'atmosphère, pour retourner de là fournir à tous les organes les matériaux nécessaires à leur développement.

Les documents nous manquent encore pour indiquer les modifications que chaque organe fait subir à la plante pour former ici une feuille, là une fleur, plus loin une branche; nous nous arrêterons donc ici, pour ne pas nous égarer dans des conjectures. »

ENTRETIEN XVIII

Usages que font les arts et l'industrie des substances organiques. — *Du sucre.* — Extraction et raffinage. — Sucre dextrique. — Falsification du sucre. — Action des réactifs sur le sucre. — Acide oxalique. Sel d'oseille. — Sucre incristallisable. — Sucre des diabètes. — Miel. — Des gommes. — De l'amidon. — Sucre et sirop de fécule. — Du gluten. — Fabrication du pain.

« Une des substances végétales que nos habitudes ont rendues les plus utiles et la plus agréable de toutes, c'est le sucre. Il y a trois cents ans, il se vendait à l'once chez les apothicaires, aujourd'hui la France en consomme à peu près cent millions de kilos (1).

Presque toutes les plantes renferment du sucre. La canne à sucre en contient 15 pour 100; l'érable à sucre, la tige de maïs en contiennent aussi beaucoup. Puis vient la betterave, qui en contient dix, quoiqu'on n'en retire que six; ensuite les panais, les navets, la guimauve.

Il y a plusieurs espèces de sucre : la première est le sucre de cannes ou de betteraves, qui cristallise en gros prismes à quatre pans incolores (sucre candi), quand il est bien pur et abandonné à lui-même. Dans le commerce, on le fait cristalliser confusément, et on lui donne la forme conique. Il est d'un blanc brillant quand il est pur; il n'a ni couleur ni odeur; il est inal-

(1) On a supputé qu'en France il s'en consommait chaque année 3 kilos par personne; aux États-Unis, 5 kilos; 7 1/2 en Angleterre, et 15 à l'île de Cuba.

térable à l'air, quoique le frottement de la râpe modifie sa saveur (1).

Exposé à une chaleur douce, le sucre fond, se colore en brun; il a une saveur piquante, légèrement amère : c'est du *caramel*. Si la chaleur est vive, le sucre s'enflamme avec une espèce d'explosion; il brûle avec une flamme blanche bordée de bleu. Le sucre est très-soluble dans l'eau; mais il est insoluble dans l'alcool pur; c'est pour cela qu'on a peine à le dissoudre dans l'eau-de-vie.

L'extraction du sucre de cannes est assez simple : elle se fait par la pression entre deux cylindres de fonte. On chauffe ensuite le jus obtenu jusqu'à + 60° environ; on y ajoute un peu de chaux pour neutraliser les acides qui s'y trouvent mêlés; puis on filtre à travers une étoffe de laine lorsque le liquide marque 23°. On continue l'évaporation jusqu'à ce qu'on ait obtenu un sirop très-épais : on le laisse refroidir alors, puis on le verse dans des caisses percées de trous qu'on bouche d'abord,

(1) « D'où vient, disait un jour Napoléon au savant Laplace, que le verre d'eau dans lequel je fais fondre un morceau de sucre me paraît beaucoup meilleur que celui dans lequel je mets quantité égale de sucre pilé? — Sire, répondit Laplace pris au dépourvu, il y a trois substances dont les principes sont exactement les mêmes : le *sucre*, la *gomme* et l'*amidon*; elles ne diffèrent que par certaines conditions dont la nature s'est réservé le secret; il est possible que l'action du pilon fasse passer quelques parties sucrées à l'état de gomme et d'amidon. »

C'était bien répondu pour l'époque; aujourd'hui cette réponse ne passerait pas pour une explication satisfaisante. Cette réaction, du reste, est semblable à beaucoup d'autres : le frottement échauffe le sucre, et cette chaleur détruit l'équilibre des éléments et lui fait subir un commencement de décomposition, qu'une chaleur plus forte achèverait. Lorsque vous frottez deux morceaux de bois, ils s'échauffent; ils se décomposeraient si la chaleur était prolongée suffisamment. Frottez l'une contre l'autre vos deux mains bien sèches; vous sentirez un commencement d'odeur de corne grillée, résultat de la décomposition de toutes les matières animales. Les substances organiques sont, en général, fort peu stables; le moindre dérangement d'équilibre suffit pour changer leurs propriétés.

et qu'on n'ouvre pour laisser échapper les résidus que lorsque la masse est *prise*. C'est là la *cassonade* ou *sucre brut*. Les résidus écoulés sont *concentrés* ou *rapprochés* de nouveau par l'évaporation à plusieurs reprises, jusqu'à ce qu'ils ne puissent plus fournir de matière cristalline. Le dernier résidu se nomme *mélasse;* il sert principalement à fabriquer le rhum au moyen d'une fermentation convenable.

Le raffinage du sucre est une opération dont les principes sont très-simples, mais dont la pratique est difficile. Une *chauffe* mal conduite peut convertir du sucre cristallin en sucre incristallisable, le *caraméliser*, et quand on opère sur de grandes masses, on peut être exposé à des pertes considérables. On fait dissoudre la cassonade dans de l'eau; on chauffe convenablement, puis on clarifie le sirop avec du sang de bœuf, dont l'albumine précipite, en les entraînant mécaniquement, les matières étrangères au sucre. On écume suivant le besoin; puis on filtre, d'abord à travers la laine, puis à travers le charbon animal en grains pour décolorer le liquide; on *rapproche* ensuite le sirop. Comme le sirop le plus chauffé donne la plus grande quantité de mélasse, on a imaginé divers moyens de chasser l'eau avec le moins de chaleur possible, par exemple en faisant le vide. Vous savez que l'eau s'évapore ordinairement à 100 degrés, mais que si la pression atmosphérique est plus forte, l'ébullition est retardée, tandis qu'elle est plus prompte dans le cas contraire.

Quel que soit le mode d'évaporation adopté, lorsque la majeure partie de l'eau est expulsée, on laisse *rafraîchir* le sirop. Quand il est près de *grener* ou *cristalliser,* on le coule dans des vases coniques dont la pointe est en bas. On ménage, à la pointe de ces *formes*, un trou

pour laisser écouler le sucre incristallisable quand il en est temps. Pour achever de chasser d'entre les pores de la masse les dernières parties de mélasse, on jette sur les formes une bouillie claire d'argile, qui enlève les impuretés en filtrant à travers la masse. On remplace avantageusement la bouillie d'argile par du sirop de sucre bien blanc.

Le sucre d'érable se fait, dans l'Amérique septentrionale, en pratiquant des incisions au tronc de l'érable à sucre pour en laisser couler la séve. Chaque arbre peut ainsi produire dans la saison deux à trois kilos de sucre; le lilas, dit-on, pourrait donner les mêmes produits.

En France, on extrait, depuis 1810, le sucre de la betterave blanche de Silésie, et de quelques autres variétés. Les procédés de raffinage sont les mêmes que pour le sucre de cannes.

Il existe une seconde espèce de sucre : le sucre dextrique, ou sucre contenu dans le raisin, les figues, les châtaignes, les fruits sucrés. On l'extrait et on le raffine très-bien, mais il ne cristallise pas ; on l'obtient en masses grenues semblables aux têtes de choux-fleurs. Il sucre moins que l'autre ; il faut cinq parties de ce sucre pour produire l'effet de deux parties de sucre ordinaire. Son principal avantage consiste dans une saveur plus fraîche, que savent apprécier les confiseurs (1).

(1) Pendant le blocus continental, Napoléon, après avoir donné la croix de la Légion d'honneur et 100,000 fr. à Proust, pour avoir découvert un moyen très-simple d'extraire le sucre du raisin; après avoir donné 40,000 fr. à Fouques, pour avoir appris à le blanchir, promit un million à celui qui le ferait cristalliser comme le sucre de cannes. Le prix ne fut pas gagné. On extrayait le jus de raisin au moyen de presses ordinaires, et, avant qu'il eût le temps de fermenter, on neutralisait avec la craie (carbonate de chaux) l'acide tartrique et l'acide mâlique qu'il contient toujours. Le jus était ensuite filtré à travers une étoffe de laine, puis clarifié, décoloré et rapproché comme le sucre

On falsifie le sucre, surtout le sucre pilé, avec du sable, du plâtre, de la farine, pour augmenter le poids. La fraude est facile à découvrir; car ces substances insolubles troublent l'eau que le sucre pur laisse tout à fait limpide. L'iode donne d'ailleurs à la farine et à toutes les fécules une couleur bleue très-prononcée.

L'acide sulfurique décompose le sucre en s'emparant d'une partie de son oxygène et de son hydrogène pour faire de l'eau avec laquelle il se combine. Il reste une masse charbonneuse d'*acide ulmique*. L'acide azotique, chauffé légèrement avec le sucre, forme successivement divers produits en changeant les proportions de ses éléments. Il se forme d'abord de l'*acide acétique*, qui renferme moins d'hydrogène; puis de l'*acide oxalhydrique*, qui en contient moins encore; enfin de l'*acide oxalique*, qui n'en renferme plus du tout, et qui, par conséquent, n'est plus composé que d'oxygène et de charbon. Aussi les chimistes ont-ils cherché à faire adopter le nom d'*acide carboneux*, qui convient bien à sa composition.

Il est à remarquer que ce composé binaire, placé par sa nature entre l'acide carbonique et l'oxyde de carbone, n'a pu encore être formé de toutes pièces. C'est un composé qui n'a pu être fait encore que par le travail des organes, ou en décomposant partiellement un composé organique.

L'acide oxalique ne peut pas exister sans eau. Faites-le chauffer avec de l'acide sulfurique concentré, corps

de cannes. On peut faire cette espèce de sucre avec des substances végétales dans lesquelles il n'en préexiste pas : les gommes, les chiffons, la sciure de bois, comme nous le verrons par la suite. Le sucre de betterave fit tomber d'abord le sucre dextrique; mais depuis on s'est remis à l'œuvre : on a élevé des fabriques de sirop de dextrine, dont l'emploi devient plus fréquent de jour en jour.

très-avide d'eau, comme vous savez, il se décomposera en acide carbonique et oxyde de carbone. L'acide oxalique existe dans toutes les espèces d'oseille et dans d'autres plantes, surtout à l'état d'oxalate de potasse et de chaux. On extrait par la pression le suc de ces plantes, on l'évapore et on le laisse reposer. Au bout de quelques semaines, il se dépose de petits cristaux d'oxalate de potasse que les blanchisseuses connaissent bien sous le nom de sel d'oseille. Pour extraire l'acide oxalique de l'oxalate de potasse, ce sel doit d'abord être transformé en oxalate de plomb qu'on réduit facilement avec l'acide sulfhydrique. Il y a donc deux décompositions :

1° Oxalate de potasse,	=	acide oxalique,	+	potasse.
Acétate de plomb,	=	oxyde de plomb,	+	acide acétique.
Il se forme :		oxalate de plomb,	+	acétate de potasse.

L'acétate de potasse est soluble, l'oxalate de plomb se dépose ; on le recueille :

2° Oxalate de plomb.	acide oxalique.			
	oxyde de plomb.	oxygène.		eau.
		plomb.	sulfure de plomb.	
Acide sulfhydrique.	soufre		sulfure de plomb.	
	hydrogène			eau.

Le sulfure de plomb se précipite ; l'acide, devenu libre, reste dissous dans l'eau ; en concentrant la liqueur, on obtient de petits cristaux d'acide oxalique.

Vous voyez que ce sont les mêmes réactions que dans la chimie inorganique. La plupart des opérations que je viens de faire sous vos yeux, pour le raffinage du sucre et la formation de l'acide oxalique, se reproduisent dans toutes les préparations (1).

(1) Pour abréger, nous ne les mentionnerons plus quand elles n'auront rien de particulier.

Cet acide a une affinité extraordinaire pour la chaux : aussi en découvre-t-il les plus petites traces. Il est très-utile à cause de cela, surtout sous la forme d'oxalate d'ammoniaque, dans les analyses d'eaux minérales. Il est tout à fait insoluble. Voici de l'eau qui passe pour pure. Eh bien, elle contient néanmoins un peu de chaux, car l'oxalate d'ammoniaque y produit un certain trouble; c'est de l'oxalate de chaux qui se forme. La plupart des oxalates étant plus ou moins solubles, on les emploie ou on les forme fréquemment dans les arts. Qu'une tache de rouille (oxyde de fer) insoluble se dépose sur un tissu, on l'enlève avec l'oxalate de potasse, qui se change en oxalate de fer soluble, moins toutefois que l'oxalate de potasse. Dans les fabriques d'indiennes, l'acide oxalique est employé comme *rongeant,* c'est-à-dire pour ôter aux tissus, suivant les dessins voulus, le *mordant* qui doit servir à fixer les couleurs.

Revenons au sucre. On en connaît une troisième espèce, le sucre incristallisable, qui se forme dans le raffinage des deux premières espèces, quoiqu'il n'y préexiste pas. Il est tout formé dans les pommes, les poires, l'oignon, etc. Cette espèce peut remplacer le sirop de sucre. Huit kilos de pommes peuvent fournir un kilo de sirop au prix de quarante centimes environ.

On peut encore ajouter aux diverses espèces de sucre celui qui se trouve dans l'urine des diabètes. Ces malades rendent une quantité prodigieuse d'urine qui ne renferme aucune particule de substance animale; elle a le goût plus ou moins sucré, peut fermenter comme tous les sucres et donner de l'alcool. M. Thénard a retiré quinze kilos de sucre de l'urine d'un seul malade.

Nous ne ferons pas du miel une cinquième espèce de

sucre. C'est un mélange de sucre de raisin et de sucre incristallisable, avec un arome particulier dû aux émanations des fleurs qui le fournissent aux abeilles. Les miels que celles-ci recueillent sur les sarrasins et les bruyères sont médiocres: tels sont les miels de Bretagne. Ceux que les abeilles vont chercher sur les fleurs de la famille des *labiées* sont excellents : comme le miel de Narbonne. Parfois, dit-on, les plantes vénéneuses communiquent dans certains pays des qualités malfaisantes au miel.

Nous ne parlerons du sucre dextrique artificiel que lorsque je vous aurai fait connaître les gommes et l'amidon ou fécule.

DES GOMMES.

Le suc gommeux, que vous connaissez bien, découle souvent de lui-même des branches de certains arbres, le cerisier, l'abricotier, etc. C'est un suc visqueux, une exubérance de séve qui se durcit bientôt à l'air en morceaux d'une transparence plus ou moins irréprochable. Au Sénégal, on force les acacias, au moyen d'incisions profondes, à laisser écouler leur gomme, qu'on recueille et qu'on expédie en Europe sous le nom de gomme arabique. La gomme adragante est fournie naturellement en Orient par un arbrisseau d'où elle s'échappe avec peine sous la forme de petites lanières ou de filets contournés et vermiculés. La graine de lin, les feuilles et les racines de guimauve, les feuilles des plantes grasses, les oignons de lis, les jacinthes fournissent une certaine quantité de gomme.

Les gommes renferment plusieurs principes analysés par les chimistes: la *bassorine*, l'*arabine*, la *cérasine*.

Ces principes sont insolubles dans l'alcool. Aussi une petite quantité d'alcool, versée dans une solution de gomme, la trouble immédiatement. L'acide sulfurique faible, à l'aide d'une chaleur prolongée un peu inférieure à + 100°, convertit les gommes en sucre dextrique; l'acide azotique les change en acide oxalhydrique, puis oxalique; il y a, en outre, production d'un acide qui ne se rencontre nulle part ailleurs, et qui n'a pas d'emploi : *l'acide mucique*. Les gommes sont très-utiles en médecine; les confiseurs en emploient beaucoup; le *salep* et quelques autres substances gommeuses servent à la nourriture de l'homme; enfin la gomme est employée en énorme quantité dans les fabriques pour donner du corps aux couleurs, et de la consistance aux tissus.

On trouve dans les fruits un principe qui a beaucoup d'analogie avec les principes gommeux : la pectine. C'est lui qui fait se prendre en gelée le suc de groseilles, quoiqu'on attribue souvent cet effet au sucre. Voici du jus de groseilles, j'en extrairai facilement la pectine par l'évaporation, et mieux encore en y versant de l'alcool. Les confitures ne sont guère formées que de pectine sucrée et aromatisée par le fruit. On convertit en gelée le suc des fruits en faisant évaporer une partie de l'eau contenue dans ce suc, et en aidant à la coagulation avec du sucre (1).

(1) On croit généralement encore dans les ménages qu'il faut une ébullition prolongée avec le sucre pour *faire prendre* le suc des fruits : c'est une erreur. Il faut avant tout que les fruits (je parle surtout des groseilles) soient bien mûrs, et qu'on les cueille par un temps sec; il est bon de les faire ressuyer quelques heures au soleil, afin qu'elles contiennent le moins d'eau possible. On peut ensuite exprimer le jus à froid, le mêler avec son poids de sucre, et laisser le mélange à lui-même dans les pots ordinaires; il prendra très-bien et conservera l'arome du fruit. Si l'on veut mettre moitié moins de sucre, il faudra chauffer le mélange, afin d'évaporer une partie de l'eau contenue dans

En présence d'un alcali, la pectine se convertit en *acide pectique* pour former un pectate alcalin. On isole cet acide au moyen de l'acide sulfurique, qui le laisse libre en s'emparant de la base.

DE L'AMIDON.

L'amidon ou fécule se trouve non-seulement dans presque toutes les plantes, mais dans presque toutes les parties de ces plantes, dont elle forme la partie principalement nutritive pour les animaux. Les hommes lui ont donné, en l'isolant, mille et mille formes variées. Ainsi, c'est la fécule qui forme le pain et les pâtisseries de toute espèce ; c'est elle aussi que vous retrouverez dans le commerce sous le nom de *semoule, riz de pommes de terre, tapioka, sagou, polenta, racahout*, etc. La fécule isolée de la plante qui l'a fournie est une poudre blanche, brillante au soleil, plus ou moins grenue, suivant le végétal qui l'a fournie : la pomme de terre donne à peu près les plus gros grains (1/8 de millim.) ; le millet, les plus petits (1/400 de millim.).

La fécule est un organe composé d'une enveloppe plus ou moins arrondie, à laquelle on a donné le nom d'*amidin*, pour le distinguer de la *dextrine* qu'elle contient. L'enveloppe est insoluble dans l'eau ; la dextrine y est très-soluble, ce qui paraît établir une différence d'état entre les deux parties. Néanmoins, d'après M. Payen, dont l'opinion est à nos yeux d'un grand poids, l'amidin et la dextrine sont une seule et même substance, à la-

le suc ; mais il faut éviter de chauffer trop ou trop longtemps, car cette opération a toujours pour but de faire disparaître le goût ou l'arome du fruit, et de changer une partie du sucre employé en sucre incristallisable et en caramel. La chimie se prête à toutes les exigences pour fournir à toutes les industries, petites et grandes, d'utiles leçons et des procédés plus parfaits.

quelle il donne le nom d'*amidône*. Quoi qu'il en soit, les grains de fécule sont formés par des accroissements successifs de matière liquide qui, en touchant le grain primitif, se trouvent apparemment filtrés à travers l'enveloppe. On remarque, en effet, que les grains ne sont pas de la même grosseur à tous les âges de la plante ; que, lorsqu'ils grossissent, il se forme des stries ou bourrelets, comme si la partie la plus épaisse de la matière filtrée avait séché sur l'enveloppe ; enfin cette pellicule, tout insoluble qu'elle est dans l'eau, a la faculté de se distendre considérablement. L'enveloppe de la fécule paraît tout à fait insensible à l'action de l'eau froide ; mais, si vous chauffez l'eau à + 60°, elle se dilate comme une éponge, et si vous portez la chaleur à + 100°, elle se déchire, laisse dissoudre dans l'eau la substance intérieure, acquiert un volume au moins dix fois plus grand que son volume primitif ; et si la proportion d'eau n'est que vingt fois la proportion de fécule employée, vous obtiendrez une gelée tremblotante, plus ou moins ferme : c'est l'*empois* des blanchisseuses. Quand l'empois n'a pas bouilli trop longtemps, il se contracte en refroidissant, et laisse échapper une partie de son eau d'interposition ; lorsque le refroidissement va à quelques degrés sous zéro, la contraction est bien plus forte ; en pétrissant la masse entre les doigts, une plus grande quantité d'eau s'échappe, on obtient une pâte blanche, avec laquelle on peut prendre des empreintes (1).

(1) L'amidon est uni dans les plantes à diverses substances qui communiquent à la fécule des propriétés utiles ou nuisibles. Dans les céréales, il est allié au gluten nécessaire à la confection du pain ; dans le marron d'Inde, il est mêlé à un principe amer dont on ne peut le débarrasser avec économie ; dans l'arum et la bryone, un autre principe âcre et vénéneux lui donne des pro-

L'extraction de la fécule de froment, nommée plus particulièrement amidon, se fait en concassant le grain, le délayant dans beaucoup d'eau, et laissant fermenter convenablement. Le *gluten* qui l'accompagne se décompose ; l'amidon tombe au fond des cuves. On enlève les débris de grain qui surnagent, on décante, on lave à plusieurs reprises et l'on fait sécher. Les amidonniers emploient de préférence le blé avarié, qui coûte moins cher, et dont la fécule n'est pas atteinte. La fécule est plus facile encore à extraire des pommes de terre : on râpe ces tubercules et on lave à grande eau la pulpe sur des tamis; la fécule est entraînée avec l'eau; on décante après un repos; on lave à plusieurs reprises, et l'on fait sécher. La fécule de pommes de terre ne contient pas de gluten; on nomme fécule verte, dans le commerce, celle qui n'a été lavée qu'une fois.

On falsifie l'amidon avec de l'argile blanche ou de l'albâtre gypseux ; mais la fraude se découvre facilement en brûlant un peu de la substance falsifiée. L'amidon pur, comme la plupart des substances végétales, ne donne pas plus d'un centième de son poids de cendres.

La fécule est employée à la panification quand elle est alliée au gluten; quand elle est seule, ou seulement aromatisée, on en fait les pâtes alimentaires dont je vous parlais en commençant ; dans les fabriques on s'en sert pour gommer les étoffes. Autrefois on consommait pour la poudre à poudrer les cheveux une énorme quantité d'amidon fin. Aujourd'hui on convertit beaucoup de fécule en sucre et en sirop ; le sucre obtenu de la fécule

priétés purgatives; le poison le plus subtil et le plus terrible que nous connaissons, l'acide cyanhydrique, accompagne la fécule de *manioc;* mais on l'en extrait facilement avant de transformer cette fécule en *cassave*, parce qu'il est très-volatil.

est le même que le sucre de raisin, plus frais, mais moins sucré que celui des cannes (1).

Le sirop de fécule sert à la fabrication de la bière, et remplace avantageusement l'orge germée ; on le convertit aisément en alcool ou en vinaigre ; on s'en sert pour la confection du cirage anglais ; enfin l'on se sert économiquement de ce sirop pour donner de la force aux vins faibles, surtout dans la Bourgogne. Nous verrons bientôt que le sucre est la seule substance qui fournisse de l'alcool aux vins.

L'amidône se change en matière sucrée, dans les grains, au moyen d'une substance que je vous ai déjà nommée, la *diastase*. Cette substance, qui se forme au moment de la rupture d'équilibre déterminée par la chaleur humide dans les différentes graines, est, quand on l'isole, solide, blanche, insoluble dans l'alcool, soluble dans l'eau, sans saveur ; sa solution aqueuse s'altère aisément. La principale propriété de la diastase consiste à dissoudre complétement l'amidône, en refusant de dissoudre les matières qui lui sont étrangères. C'est ainsi qu'elle fournit aux germes des plantes *le lait* qui les nourrit d'abord (2).

(1) L'opération n'est pas difficile. — On fait bouillir cent parties d'eau, puis on y ajoute une partie d'acide sulfurique étendu d'avance de deux parties d'eau. Quand le mélange est bouillant, on verse peu à peu, et en agitant, quarante parties de fécule sans arrêter l'ébullition, et lorsque le liquide est parfaitement clair et sans viscosité, on laisse refroidir : l'amidon est converti en sucre. Il ne reste plus qu'à neutraliser l'acide sulfurique employé au moyen de la craie. L'opération est terminée quand le liquide ne rougit pas le tournesol. On décante, on filtre et on met à cristalliser. Suivant Théodore de Saussure, 100 parties d'amidon sec produisent 110,14 de sucre sec ; ce résultat n'est pas étonnant ; car le sucre de raisin, identique à celui-ci, contient plus d'eau que d'amidône pure. L'acide employé liquéfie l'amidône et l'aide à s'hydrater, mais il ne subit pas d'altération.

(2) On extrait plus particulièrement la diastase de l'orge, germée aussi régulièrement que possible. Après avoir fait digérer une partie d'orge dans une par-

En se servant de diastase au lieu d'acide sulfurique, on convertit également la fécule en sirop, qui porte proprement le nom de sirop de dextrine. Ce sirop est plus ou moins sucré, suivant qu'on a laissé la chaleur agir plus ou moins longtemps, entre 60 et 75°. Lorsqu'on veut que la dextrine reste mucilagineuse et peu sucrée, au bout de trente minutes, on porte la température à + 100°, la conversion s'arrête ; lorsqu'on veut la dextrine plus sucrée, on ne porte à l'ébullition qu'au bout de cinq à six heures.

DU GLUTEN.

Prenez de la pâte de froment et malaxez-la entre les mains sous un filet d'eau, jusqu'à ce que le liquide ne soit plus laiteux ; il ne vous restera plus alors qu'une substance molle, collante, élastique, odorante, d'autant plus grise qu'elle sera mieux lavée ; cette substance chauffée à 100° deviendra sonore et cassante, c'est le *gluten*. Il n'est soluble que dans l'alcool, les alcalis et les acides faibles ; il se décompose facilement avec une odeur infecte, car il est très-azoté ; c'est lui qui donne l'odeur repoussante aux eaux de lavage des amidonniers.

C'est au gluten que le pain doit sa légèreté ; on n'a pu rendre aussi léger le pain de pommes de terre qu'en mêlant à leur farine une substance gommeuse comme la gélatine. Pour expliquer l'action mécanique dont le

tie et demie d'eau, on met en presse ; on humecte ensuite le marc et on presse encore. On ajoute alors au liquide extrait un tiers de son volume d'alcool à 40° et l'on filtre : la diastase insoluble se précipite ; on recommence à dissoudre et précipiter successivement pour purifier le produit, que l'on dessèche enfin par une température de 50 degrés. Une partie de diastase faite avec soin rend soluble dans l'eau chaude deux mille parties d'amidon.

gluten est l'instrument dans la panification, il faut remarquer que la farine est généralement composée de :

Humidité. . .	10	Amidon.	73
Gluten	10	Matière sucrée. . . .	04
		— albumineuse.	03

Ces matières, pétries avec de l'eau, forment une pâte qui commence presque aussitôt à se décomposer, en fournissant de l'alcool, de l'acide acétique, de l'acide carbonique, comme les autres substances végétales. Ces corps gazeux ou volatils, cherchant à s'échapper, rencontrent le gluten élastique, qui s'étend comme une membrane visqueuse, sous laquelle se forme un réseau de petites cavités. La pâte est saisie en cet état par la chaleur du four, qui dilate encore les gaz, toujours emprisonnés par le gluten ; celui-ci se durcit et forme la croûte. La décomposition de la pâte s'opère au moyen du *levain*, qui n'est le plus souvent qu'une portion de pâte en fermentation, réservée d'une opération précédente : la fermentation se communique à toute la masse, car l'équilibre des composés organiques est bien facile à rompre. Souvent au levain on substitue de la levure de bière, qui a la propriété de déterminer, à l'aide de l'eau et de la chaleur, une fermentation convenable.

Il vous est facile de juger maintenant quelle est la farine la plus convenable pour faire de bon pain ; c'est nécessairement celle qui fournit le plus de gluten : c'est la farine de blé. 100 kilos de blé fournissent 75 kilos de farine et 25 de son, y compris un petit déchet. Ces 75 kilos de farine se pétrissent avec 50 kilos d'eau, la moitié s'évapore à la cuisson. On peut donc dire assez exactement que le blé rend son poids de pain. »

ENTRETIEN XIX

Corps très-combustibles. — Corps gras : extraction des huiles. — Action des réactifs sur elles. — Tableau des corps gras. — Fabrication des savons. — Des huiles volatiles ou essentielles. — Leurs propriétés. — Tableau. — Des résines. — Du caoutchouc.

« A côté des substances si utiles pour l'alimentation dont nous avons parlé dans les entretiens précédents, se place naturellement une autre classe presque aussi répandue dans la nature : je veux parler des corps très-combustibles qui doivent cette propriété à la grande quantité d'hydrogène dont ils sont pourvus. Parlons d'abord des huiles fixes ; nous nous occuperons ensuite des huiles volatiles, et enfin des résines et des substances analogues.

Les corps gras ont pour caractère commun de tacher le papier en le rendant transparent, sans que la tache disparaisse à la chaleur ; d'être insolubles dans l'eau, d'être solubles dans l'alcool chaud, et enfin d'être convertis par leurs combinaisons avec les alcalis en un composé nommé *savon*, soluble dans l'eau. Les huiles sont généralement liquides à la température ordinaire ; on appelle beurres ou graisses les corps de même nature, mais moins fusibles ; on les appelle suifs, cires, quand ils ont un plus grand degré de dureté. La consistance des corps gras est en raison de la consistance des principes qui les composent ; ces principes sont au nombre de trois : la *margarine*, l'*oléine* et la *stéarine*.

La margarine et l'oléine se séparent facilement l'une de l'autre. Rendez une huile quelconque concrète en la congelant, puis pressez-la entre deux feuilles de papier Joseph ; renouvelez le papier jusqu'à ce qu'il ne se tache plus, le corps sec et nacré qui restera sera la *margarine,* substance insipide, inodore, fusible à + 28°. Vous retrouverez l'oléine en faisant bouillir le papier dans l'alcool, et évaporant jusqu'aux 7/3. Elle sera liquide jusqu'à — 4° et aura l'aspect de l'huile. Si vous opérez de la même manière sur une graisse animale, le corps sec que vous obtiendrez par la pression sera en partie soluble dans l'éther ; la partie insoluble, qui ne sera fusible qu'à + 62°, sera la stéarine.

Un corps gras est d'autant plus solide à la température ordinaire qu'il renferme plus de margarine, et surtout plus de stéarine. L'oléine lui donne une grande fluidité. Du reste, ces trois substances ont une composition identique à bien peu de chose près. Le carbone y entre pour plus des trois quarts de leur poids ; l'hydrogène et l'oxygène se partagent le reste, l'hydrogène y entrant pour la plus forte part. Si vous vous rappelez que ce gaz pèse beaucoup moins que l'oxygène, vous en conclurez que cette proportion d'hydrogène forme un volume énorme.

L'extraction des huiles se fait en les soumettant à froid à la presse, lorsqu'elles sont assez fluides ; si elles sont concrètes, on fait bouillir les graines, ou bien on les presse entre deux plaques métalliques chaudes. Souvent, s'il s'agit d'huile d'éclairage, on torréfie légèrement les graines qui la contiennent, afin de coaguler l'albumine et les mucilages qui retiennent l'huile. On obtient ainsi une huile plus altérée et qui se *rancit* facilement. Cette huile, d'ailleurs, contient encore de la matière

mucilagineuse qui l'empèche de bien brûler, et qui, se carbonisant sur la mèche, y produit ces espèces de petits champignons que vous voyez sur les longues mèches de chandelle. On purifie les huiles d'éclairage par une méthode que l'industrie doit à M. Thénard. On les agite avec deux ou trois centièmes d'acide sulfurique, qui n'a pas d'action sur l'huile, mais qui décompose le mucilage. Puis, après avoir laissé reposer vingt-quatre heures, on fait arriver de la vapeur d'eau qui sépare en l'échauffant la masse en trois parties superposées : d'abord à la surface, huile épurée, ensuite huile encore impure ; enfin, acide, eau et matières étrangères. On filtre l'huile pure sur du coton, entre deux plaques métalliques percées de trous, avant de la livrer au commerce.

Les corps gras ne sont point volatils. Quand on les chauffe en vases clos, ils se décomposent en eau, acides oléique et margarique, gaz hydrogène carboné, acide carbonique, oxyde de carbone, huile volatile très-inflammable. Si on les chauffe à l'air, ils se décomposent de même et s'enflamment facilement en raison de l'huile volatile qu'ils dégagent ; ils répandent une odeur insupportable, quand il ne se trouve pas assez d'oxygène ou assez de chaleur pour convertir complétement en acide carbonique et en eau tous les composés plus ou moins volatils qui prennent naissance.

Les huiles pures se conservent bien à l'abri de l'air ; mais, soumises à son action, elles absorbent à la longue une certaine quantité d'oxygène qui dérange l'équilibre de leurs principes et donne naissance aux principes que j'énumérais tout à l'heure. On dit alors que les huiles rancissent. L'huile de noix se conserve fraîche très-peu de jours ; l'huile de lin est très-lente à

rancir. Les acides énergiques détruisent aussi l'équilibre des éléments de l'huile ; l'acide azotique finit par la convertir en acides oxalhydrique et oxalique. Un fabricant a trouvé moyen de durcir les suifs et graisses animales au moyen de l'acide azotique, en extrayant avec la presse la partie liquide.

On fait, avec la stéarine et la margarine privées de l'oléine, des bougies qui rivalisent avec la bougie de cire, et qui sont plus économiques, quoiqu'elles durent un peu moins longtemps. Il se fait aujourd'hui un grand commerce de ce produit sous les noms variés de bougies de l'Étoile, du Soleil, du Phénix, etc.

L'emploi des corps gras dans les arts est très-multiplié ; il s'en consomme une quantité énorme pour l'alimentation, l'éclairage, la médecine, la parfumerie ; pour la fabrication des savons, la composition des vernis, la peinture, etc. Pour n'être pas obligé de parler de chacun des corps gras en particulier, voici un tableau qui vous indiquera les propriétés distinctives de chacun. Les neuf premières sont sicatives.

Huile de belladone (semence). C. (1) jaune; O. nulle; S. fade; E. cuisine allemande. Le principe narcotique est retenu dans le marc.

— de chènevis (semence du chanvre). C. verdâtre; O. désagréable; S. âcre; E. éclairage, peinture, savon vert.

— de croton (sem. du petit pignon d'Inde). C. jaune de miel; O. résine de jalap; S. âcre; E. médecine; elle est purgative et émétique.

— de lin (semence); C. jaune clair; O. particul.; S. particul.; E. peinture, vernis gras. La litharge la rend plus siccative.

— de noix (fruit). C. verdâtre; O. nulle; S. agréable; E. peinture fine, vernis, éclairage, savon vert — Cuisine, quand elle est fraîche.

— d'œillette (semence du pavot d'Orient). C. blanc jaunâtre; O. nulle; S. olives; E. cuisine, peinture, éclairage.

— de pin et sapin (amandes). C. jaune; O. térébenthine; S. résineuse; E. vernis et couleurs.

(1) C. signifie couleur; O., odeur; S., saveur; E., emploi.

Huile de raisin (sem.). C. jaune clair; O. nulle; S. fade; E. cuisine (rare).
— de ricin (semence du *Palma Christi*). C. incolore; O. nulle; S. fade; E. médecine; elle est purgative.
— d'amandes. C. jaune clair; O. nulle; S. agréable; E. médecine, parfumerie; savon médicinal.
— de ben (sem. du *Moringa aptera*). C. presque incol.; O. nulle; S. agréable; E. parfumerie. Son oléine s'emploie pour l'horlogerie.
— de cameline (sem. du *Myagrum sat.*). C. jaunâtre; O. particulière; S. agréable; E. excellente pour l'éclairage, brûle sans fumée.
— de colza (du chou champêtre), C. jaune; O. particulière; S. désagréable; E. éclairage, savons mous, foulage des étoffes, prép. des cuirs.
— de faînes (du hêtre). C. jaune; O. nulle; S. fade; E. cuisine, éclairage.
— de moutarde. C. jaune; O. nulle; S. fade; E. comme celle de colza.
— de navette ou rabette (du navet). C. jaune; O. particulière; S. agréable; E. comme celle du colza.
— d'olives (fruit de l'olivier). C. jaune verdâtre ou pâle; O. nulle; S. agréable; E. cuisine (c'est la meilleure). Savons durs; purifiée par l'exposition au soleil avec une lame de plomb, elle sert dans l'horlogerie.
— de prunes (amandes de prunes). C. jaune brunâtre; O. nulle; S. des amandes; E. c'est une des meilleures huiles d'éclairage. (Wurtemberg).

Beurre de cacao (*Theobroma cacao*). C. blanc jaunâtre; O. chocolat; S. chocolat; E. consistance du suif; médecine.

Huile de muscade (muscadier). C. jaune pâle; O. forte, suave; S. forte, suave; E. médecine.
— de laurier (baies du laurier). C. verte; O. désagr.; E. médecine.
— de palme (palmier épineux). C. jaune orangé; O. violette; S. violette; E. consistance du beurre; savons durs (elle vient de la Guyane).

Suif de piney (arbre du Malabar). — Suif végétal (arbre à suif des Chinois). E. chandelles.

Beurre (lait des bestiaux). C. jaune variable; O. légèrement aromatique; S. connue; E. cuisine; renferme de la butyrine et de l'acide butyrique.

Huile de dauphin (marsouins). C. jaune citron; O. désagr.; S. id. E. savons mous, éclairage, cuirs; renferme de l'acide phocénique et de la phocénine.

Huile de pieds de bœuf. C. jaunâtre; O. nulle; E. machines, friture, éclairage.
— de poisson (baleines, morues). C. blanche ou rougeâtre; O. désagréable; S. id.; E. savons mous, éclairage, cuirs.
Saindoux (graisse de porc). C. blanche; O. nulle; S. Fade; E. cuisine, médecine, parfumerie, éclairage, graissage des voitures et mécaniques.
Suif de bœuf. C. blanche; O. presque nulle; S. fade; E. chandelles, savons.
— de mouton. C. blanche; O. presque nulle; E. chandelles, savons.
— de bouc. C. blanche; O. désagréable; S. fade; E. chandelles, savons.

Toutes ces huiles et ces graisses sont plus légères que l'eau, mais de moins d'un dixième. — Les huiles siccatives se congèlent toutes entre — 16° et — 30°. L'huile de faînes et celle de cameline se figent, comme l'huile d'œillette, à — 18°; les autres, plus ou moins au-dessous de 0°, comme les huiles animales; l'huile d'olives se congèle à + 6°.

Les huiles solides et les graisses sont généralement fusibles entre + 30° et + 60 ; le saindoux fond à + 27°.

Avant de nous occuper des savons, il est bon de dire quelques mots de l'huile d'olives, la meilleure de toutes. Il y en a de plusieurs qualités, dont la meilleure est l'*huile vierge*, douce, verdâtre, parfumée, exprimée à froid des olives au moment de la récolte. La pulpe des olives, qui a fourni l'huile vierge, est délayée dans l'eau bouillante, et pressée pour fournir une seconde qualité, bonne aussi, mais plus jaune et plus disposée à rancir. Il existe une troisième qualité provenant d'une nouvelle pression, ou bien d'olives inférieures; elle sert dans les savonneries, ainsi qu'une dernière qualité formée de tous les résidus. Comme l'huile d'olives est celle qui a le plus haut prix dans le commerce, on la falsifie souvent. Pour reconnaître la fraude, un moyen

bien simple consiste à l'agiter dans une fiole. S'il se forme à la surface un *chapelet* de bulles d'air, elle est mêlée avec une autre espèce, l'huile d'œillette. Dans de la glace pilée, l'huile d'olives pure se fige, l'huile d'œillette reste liquide; si celle-ci entre pour un tiers, le mélange reste liquide. Voici plusieurs mélanges que j'ai faits hier : j'ai mis dans chacun parties égales d'une solution de mercure dans l'acide azotique. La première fiole est tout à fait prise : l'huile est pure; la seconde contient 1/10 d'huile d'œillette, aussi n'est-elle que légèrement figée; la troisième et les suivantes laissent surnager une quantité d'autant plus grande d'huile d'œillette qu'il y en avait plus dans le mélange (1).

Les savons sont des composés analogues aux sels, ou plutôt ce sont de véritables sels alcalins dont les huiles fournissent l'acide (acides stéarique, margarique, oléique). Les savons en commerce sont à base de potasse (savons mous), ou bien à base de soude (savons durs). Les composés formés d'acides gras et d'autres oxydes, particulièrement de protoxyde de plomb, prennent en pharmacie le nom d'emplâtres. Les savons sont solubles, les emplâtres insolubles. L'acte de la *saponification* n'a rien de difficile à saisir : on chauffe l'huile ou la graisse dans une solution plus ou moins forte de soude caustique. Le savon vient nager, à mesure qu'il se forme, à la surface du bain; il est fait quand le mélange se dissout complétement dans l'eau chaude sans laisser d'*œils* qui indiqueraient encore la présence

(1) Un procédé plus rigoureux encore consiste à mêler de l'acide hypazotique avec trois parties d'acide azotique, et à verser 1/10 de ce réactif dans l'huile. En 75 minutes, le mélange sera solide si l'huile est pure; il ne faut que 1/100 d'huile d'œillette pour retarder de 40 minutes la solidification; 1/20 pour la retarder de 90; 1/10 pour la retarder bien plus. Ce mélange ne solidifie jamais l'huile d'œillette.

d'huile à l'état libre. En cet état, le savon a une couleur noire bleue due à la présence d'un savon de fer et l'alumine qui s'est formé pendant l'opération. On fait alors dissoudre dans une lessive tiède la masse obtenue ; le savon de fer, insoluble à cette température, se précipite ; on coule dans des *mises* (moules carrés) le savon devenu blanc. Si l'on veut avoir du savon veiné ou marbré, on ajoute à la première masse, quand elle est encore bouillante, assez d'eau pour que le savon de fer se détache, mais pas assez pour qu'il se précipite ; on coule aussitôt dans les mises, et l'on fait refroidir promptement. Ce n'est pas sans raison qu'on recherche ce savon ; il ne peut contenir au delà d'une certaine proportion d'eau sans laisser précipiter ses veines ; le savon blanc peut contenir bien plus d'eau sans qu'on s'en aperçoive, et, par conséquent, peser davantage. Dans les pays où l'huile d'olives est chère et la soude rare, on fait des savons mous avec de l'huile de graines et la potasse ; ils se vendent en barriques. Ils sont artificiellement colorés en vert ou en noir, et renferment toujours plus d'alcalis qu'il n'en faut pour saturer l'huile ; on durcit, en Normandie, le savon mou avec de la résine.

Le savon se dissout très-bien dans l'eau, surtout quand elle est chaude ; mais il faut que cette eau ne soit pas chargée de sels calcaires, ne soit pas *crue*, comme on dit, parce que l'acide du savon formerait avec la chaux un savon ou sel insoluble.

Je n'ai pas besoin de vous dire quelle est l'importance du savon, surtout pour le blanchissage et le blanchiment. Du reste, son usage remonte à une très-haute antiquité ; on le trouve mentionné pour la première fois dans Jérémie.

DES HUILES VOLATILES.

Aucune analogie ne rattache l'histoire des huiles volatiles à celle des huiles fixes, comme vous pouvez vous en convaincre par ce contraste :

Les unes :	Les autres :
Saveur douce.	Saveur âcre, irritante.
Décomposées à la chaleur.	Volatilisables sans décomposition.
Apparence huileuse, toucher gras.	Apparence fluide et spiritueuse.
Font au papier une tache ineffaçable.	La tache s'efface à une douce chaleur
Se trouvent dans les semences.	Partout, excepté dans les semences.

Je ne continuerai pas ce parallèle : vous pouvez déjà conclure que la combustibilité seule rapproche les huiles volatiles des huiles fixes. Cette propriété est poussée chez elles à un haut degré ; vous n'avez jamais vu enflammer l'essence de térébenthine avec un mélange d'acide azotique et de quelques gouttes d'acide sulfurique. (Voy. p 96.) Les huiles volatiles solidifiées se partagent comme les huiles fixes en deux principes : l'un solide, nommé *stéaroptène ;* l'autre liquide, l'*éléoptène.* Elles sont plus ou moins fluides, suivant qu'elles contiennent une proportion différente de ces deux principes. Les huiles volatiles s'obtiennent ordinairement par la distillation des parties de la plante qui les contiennent avec de l'eau (1).

(1) Lorsque les huiles sont en abondance dans un organe, on les met en presse pour les extraire (citron, bergamote, etc.). Lorsque, au contraire, l'odeur est si fugace, qu'elle paraît insaisissable, on fait digérer les fleurs dans l'huile de ben ou l'alcool; puis on dépouille l'huile de l'odeur dont elle se charge elle-même. On obtient ainsi l'odeur du jasmin, du lis, de la tubéreuse, etc.

Voici encore un tableau des huiles volatiles que les arts emploient le plus :

Huile d'absinthe (feuilles). C. (1) verte ; O. de la plante ; E. médecine.
— de valériane (racines). C. verte ; O. de la résine ; E. médecine.
— de térébenthine (résine). C. nulle ; O. de résine ; E. médecine, peinture, vernis. Elle communique à l'urine l'odeur de violettes.
— de citron (zeste). C. jaune ; E. médecine, parfumerie, dégraissage.
— de cédrat (zeste). C. jaune ; O. du fruit ; E. médecine, parfumerie, dégraissage.
— de bergamote. C. jaune ; O. du fruit ; E. médecine, parfumerie, dégraissage.
— de Portugal (zeste de l'orange). C. jaune ; O. d'orange ; E. parfumerie.
— d'anis (semences). C. jaunâtre ; O. d'anis ; E. médecine, liqueurs.
— de genièvre (baies). C. verte ou jaunâtre ; O. du génevrier ; E. médecine, liqueurs de table. Elle donne à l'urine l'odeur de violettes.
— de rose (pétales). C. nulle ; O. forte de la fleur ; E. parfumerie.
— de cannelle (écorce). C. jaune clair ; O. de punaise ; E. médecine.
— de girofle (fleurs). C. jaune rougeâtre ; O. de la fleur ; E. médecine.
— de camomille (plante). C. bleue ; O. des fleurs ; E. médecine.
— de cajeput (*melaleuca minor*). C. verte ; O. camphrée ; E. médecine ; préserve des insectes les collections d'histoire naturelle.
— de menthe, — de mélisse, (sommités fleuries). C. jaune pâle ; O. de la plante ; E. médecine, parfumerie.
— de romarin (toute la plante). C. nulle ; E. médecine, parfumerie.
— de thym (toute la plante). C. jaune ; E. médecine, parfumerie.
— d'aspic (sommités de la grande lavande). C. jaune ; E. parfumerie.
— d'amandes amères (amandes). C. jaune d'or ; O. d'amandes amères ; E. parfumerie. Poison excessivement violent.
— de cochléaria (feuilles et fleurs). C. jaune ; O. pénétrante ; E. médecine.

Néroli (fleurs d'oranger). C. jaune rougeâtre ; O. agréable ; E. médecine.
Camphre (laurier camphré). C. cristaux blancs transparents ; O. vive et pénétrante, très-volatil ; E. médecine avec l'acide azotique, il se change en *acide camphorique* blanc, amer, en forme de barbes de plume. — Vernis. — Feux d'artifice. — Conservation des collections d'histoire naturelle. — Embaumements.

(1) C. signifie couleur ; O., odeur ; E., emploi.

DES RÉSINES.

Les résines, qui prenaient autrefois le nom de *baume*, lorsqu'à la propriété de n'être insolubles que dans l'eau elles joignaient celle de laisser sublimer, à l'aide de la chaleur, un acide odorant et cristallisable, paraissent aujourd'hui être des huiles volatiles épaissies par suite de l'action de l'oxygène. Au moins est-on certain que les huiles essentielles se durcissent au contact prolongé de l'air et de l'oxygène, et acquièrent les propriétés des résines. D'un autre côté, les résines distillées avec de l'eau donnent de l'huile volatile et un résidu sec et très-friable. C'est ainsi que j'obtiens sous vos yeux, en distillant de la térébenthine, une essence de térébenthine incolore dans ce flacon, et un résidu sec et dur dans le matras où j'opère : ce résidu est le *brai sec*, l'*arcanson*, la *colophane*, dont on frotte souvent l'archet des instruments de musique.

En dissolvant les résines dans divers liquides, l'eau, l'alcool plus ou moins pur, plus ou moins chaud, l'éther, les alcalis, on isole un grand nombre de principes différents, mêlés et confondus dans les résines : de la gomme, de l'amidon, de la cire, des sels, des acides et divers principes particuliers. Ce mélange n'est pas étonnant, si l'on considère les résines comme la séve épaissie de certaines plantes. Cette séve devait nécessairement tenir en dissolution tous les sucs pompés par les racines et non encore assimilés. On les retrouve tout naturellement chacun dans son dissolvant spécial.

Les variétés de résines sont nombreuses : les principales sont la *térébenthine*, les *baumes de copahu, de la Mecque, de Tolu, du Pérou*, le *storax*, le *styrax*, le *ben-*

join, l'*élémi*, le *mastic*, l'*assa-fœtida*, la *gomme-gutte*, le *copal*, la *sandaraque*, l'*oliban* ou *encens*, etc. Je ne vous les ferai pas connaître chacune en particulier. Il vous suffira de connaître les propriétés qui leur sont communes (1).

Le caoutchouc, qui se rapproche beaucoup des résines par sa composition et son origine, se trouve en dissolution dans le suc laiteux d'un grand nombre de plantes de l'Amérique méridionale. On le recueille par l'incision de l'écorce ; on l'applique couche par couche sur un moule ordinairement en forme de poire. Lorsque l'épaisseur est suffisante, on brise le moule. Vous connaissez sans doute le caoutchouc sous cet état, et vous vous en êtes servi plus d'une fois pour faire des balles élastiques, en le coupant en filets minces. Le caoutchouc, tel qu'il nous arrive d'Amérique, est brun, très-élastique, sans odeur ni saveur, plus léger que l'eau. Il brûle rapidement en répandant une fumée épaisse. Il est tout à fait insoluble dans l'eau ; mais il se ramollit beaucoup dans l'eau bouillante, et acquiert une force d'adhérence considérable. On profite de cette propriété pour faire avec la plus grande facilité des tubes fort commodes. On ramollit dans l'eau bouillante une lanière de caoutchouc, puis on en enveloppe un mandrin de la grosseur qu'on veut donner au tube ; on rapproche ensuite les deux bords de la lanière, et l'on presse fortement ; on obtient ainsi un tube de la grosseur voulue, d'un seul bout, et très-flexible. Ces sortes de tubes ne sont pas attaqués par les acides, les alcalis, ni par le chlore. Le caoutchouc n'est soluble que dans l'éther pur, les huiles volatiles, dans les huiles qu'on obtient

(1) Voyez le dictionnaire pour chaque résine en particulier.

en distillant le bois ou la houille, et surtout dans une huile qu'on obtient en le distillant lui-même. On fait maintenant des étoffes imperméables en renfermant une couche de vernis de caoutchouc entre deux étoffes, et soumettant le tout au laminoir, pour que ces étoffes fassent bien corps avec le vernis. On fait des jarretières, bretelles, etc., élastiques avec du caoutchouc coupé en fils très-minces; on en fait aussi des souliers et des gants, en appliquant la solution de caoutchouc, par couches minces, sur des moules convenables. Le caoutchouc est employé pour une immense quantité d'instruments de médecine, pour faire des ballons que l'on enveloppe d'un réticule à larges mailles; enfin on commence à en faire des bateaux de sauvetage insubmersibles. La partie de ces bateaux qui est en caoutchouc forme un radeau composé de tuyaux remplis d'air.

La curieuse substance dont je vous parle est un carbure d'hydrogène, dans lequel il se trouve 87 et demi pour cent de carbone. L'essence de térébenthine et le gaz d'éclairage, ainsi que d'autres corps bien dissemblables, ont exactement la même composition. »

ENTRETIEN XX

Du ligneux. — Conversion des chiffons en amidon, en dextrine, en sucre dextrique. — Fibres ligneuses, textiles, lin, chanvre, coton. — Rouissage. — Blanchiment. — Teinture des tissus. — Toiles peintes.

« Si vous desséchez convenablement une plante, et que vous la soumettiez successivement à tous les dissolvants, l'eau froide et chaude, l'alcool et l'éther, les acides et les alcalis suffisamment étendus, cette plante abandonnera peu à peu tous ses principes solubles. Le résidu sera une poudre blanchâtre, légère, terreuse, complétement insoluble : c'est là le ligneux des chimistes ; il compose les 97/100 des bois bien desséchés, et forme comme le squelette de tous les végétaux dont il enveloppe et préserve les organes. Le papier blanc et le vieux linge blanc sont du ligneux à peu près pur.

Distillé en vase clos, il se conduit comme toutes les substances végétales ; légèrement torréfié, il se convertit en une substance gommeuse (modification singulière !) et forme avec l'eau une espèce d'*empois*. A l'abri de l'air et sous l'eau, il est inaltérable. Les cercueils de bois des momies égyptiennes restent intacts après des siècles ; les pieux qu'on enfonce sous l'eau ne font que s'y durcir. Ce qui altère les bois, c'est l'alternative de sécheresse et d'humidité qui les enfle et les resserre tour à tour. Vous vous figurez qu'il faut mettre le bois à

l'abri de l'eau pour le conserver; vous pourriez aussi bien dire qu'il faut le mettre à l'abri de l'air.

Les acides attaquent le ligneux; l'acide azotique faible le convertit en une substance qui a les caractères extérieurs de l'amidon; le même acide concentré le change en acide oxalique.

L'action de l'acide sulfurique concentré et froid est curieuse. Je prends de la toile bien propre et coupée en petits morceaux (je pourrais prendre également du papier blanc, de la sciure de bois, un bout de planche, après avoir purifié ces objets); je les arrose doucement avec un peu plus de leur poids d'acide sulfurique (huit parties et demie sur six); j'opère assez lentement, pour que la masse ne s'échauffe pas. La matière brunit, devient d'abord très-dure et s'agglutine; mais au bout d'une demi-heure, si je remue constamment, elle se délaiera, deviendra visqueuse comme la gomme, et complétement soluble dans l'eau.

Pour avoir une véritable gomme, je n'ai qu'à neutraliser l'acide employé avec de la craie, et ajouter à la liqueur filtrée un peu d'acide oxalique pour isoler le calcaire qui peut rester dissous en petite quantité. La gomme ainsi obtenue se précipite très-bien avec l'alcool pur; en dissolvant de nouveau et faisant évaporer à siccité la solution, la matière obtenue ressemble beaucoup à la gomme arabique.

Voulez-vous convertir le ligneux en sucre dextrique? au lieu de neutraliser, comme tout à l'heure, l'acide par la craie, laissez bouillir pendant dix heures, et ajoutez de l'eau pour remplacer celle qui s'évapore; après ce temps, le ligneux est complétement changé en sucre, que vous isolez comme le sucre de fécule.

Vingt parties de chiffons donnent vingt-trois parties

de sucre blanc sec. Il paraît qu'ici encore la matière sucrée s'assimile une petite quantité des éléments de l'eau; cette conversion des substances végétales en gomme, en amidon, en sucre, par un petit changemen de proportions dans leurs trois éléments, est une chose tout à fait curieuse ; elle rend vraie cette expression d'un admirateur de la chimie : *Donnez une bûche au chimiste, il est capable de vous en faire un pain de sucre* (1) !

Nous ne nous occuperons pas de l'emploi du ligneux sous sa forme de bois de chauffage, de construction, etc. Vous savez combien il nous est indispensable ; je terminerai ce que je dois vous en dire par quelques applications pour lesquelles les principes de la chimie sont nécessaires.

La fibre ligneuse de certaines plantes sert à confectionner une grande quantité de tissus très-variés. Le lin, le chanvre et le coton sont les végétaux les plus employés dans ce but.

Les fibres textiles du chanvre et du lin se trouvent le long de la tige, sous la première écorce ; elles sont unies au moyen d'une gomme-résine qu'on détruit par le *rouissage*.

On fait *rouir* les *brins* par poignées, sur le pré, ou plus souvent dans des fosses pleines d'eau, des rivières, etc. Cette opération a pour but d'amener une fermentation qui décompose la gomme-résine et détruit

(1) Il en fera peut-être plus que du sucre, il en fera du pain. Un chimiste allemand a préparé avec du ligneux une farine, et par suite une espèce de pain dont il a nourri, dit-il, exclusivement des cochons. Si ce fait est bien constaté, il s'ensuivra que le ligneux se change dans l'estomac en un corps soluble comme la gomme et l'amidon, qui forment le premier de tous les aliments; et si cette réaction peut s'opérer sans fatiguer l'estomac, qui peut dire le parti qu'en tirera l'industrie agricole ?

l'adhérence de la *teille* ou *filasse:* l'eau se charge des principes solubles qui se forment alors, ou qui étaient tout formés dans la tige; elle devient infecte; mais elle n'a pas de propriétés malfaisantes, comme on le suppose à tort.

Vous savez comment on broie la *filasse* dans un instrument qui casse et détache les tiges, en isolant la fibre qu'on peigne et qu'on file ensuite. Ces opérations sont purement mécaniques; je ne vous en parle pas.

Le coton est une substance filamenteuse, blanche, jaune ou rougeâtre, qui enveloppe les semences de plusieurs espèces de plantes. On en fait des fils et des tissus excessivement fins, mais moins forts et moins beaux que les tissus formés avec le lin.

Les opérations qui ont pour but de convertir les houppes soyeuses de coton en fils et en tissus sont du domaine de la mécanique. Nous n'avons plus, pour compléter ce que nous devons en dire, qu'à nous occuper du blanchiment et de la coloration des tissus, opérations toutes chimiques, et qui ont atteint en France un grand développement depuis une soixantaine d'années.

On blanchit les fils en les plongeant successivement dans divers bains d'eau tiède, d'eau bouillante, de soude à 1° 1/2 à l'aréomètre, de chlorure de chaux, d'eau acidulée avec l'acide sulfurique à 4°, enfin de savon. Entre toutes ces opérations, on lave à grande eau, on rince, on tord, on sèche; les fils de chanvre et de lin demandent qu'on recommence plusieurs fois cette série d'opérations (1).

(1) Les tissus se blanchissent plus difficilement encore. Après les avoir fait tremper dans l'eau chaude et dégorger une première fois, on les fait bouillir dans un lait de chaux pendant douze heures; dans deux lessives caustiques à

Lorsque les fils et les tissus sont blanchis, ils doivent encore subir, la plupart du temps, une préparation dont nous n'avons pas parlé jusqu'ici, *la teinture.*

Vous avez vu déjà que la cause des couleurs résidait dans la lumière. Nous avons décomposé avec le prisme un rayon blanc du soleil; il nous a donné sur le mur les sept couleurs primitives : *rouge, orangé, jaune, vert, bleu, pourpre, violet.* Vous savez que les corps sont diversement colorés, suivant qu'ils réfléchissent tel ou tel des rayons lumineux ou un mélange formant une nuance intermédiaire. Il n'y a donc pas de matière colorante proprement dite, ou plutôt il n'y a pas de *matière-couleur.* Néanmoins, comme certaines substances ont constamment le même arrangement symétrique de molécules, au moyen duquel elles réfléchissent tel rayon plutôt que tel autre, on a appelé ces substances *matières colorantes,* parce qu'en s'unissant à d'autres corps, elles leur donnent la propriété de réfléchir un rayon différent de celui qu'ils réfléchissaient auparavant.

Les matières colorantes organiques sont répandues dans tous les organes des êtres animés, et il y en a un grand nombre; mais elles sont rarement isolées, et leur extraction à l'état de pureté est difficile.

1° 1/2 pendant quatorze heures ou même plus; on leur donne ensuite plusieurs bains acidulés, alternés avec des bains de chlorure ou des lessives jusqu'à ce que le tissu soit parfaitement blanc; on l'amidone ensuite pour lui donner du corps après l'avoir baigné dans une solution légère de bleu de cobalt pour lui donner de l'*œil.* On calandre ou l'on repasse enfin les toiles entre deux cylindres chauffés à la vapeur pour les glacer et les lustrer.

Entre chacune de ces opérations, les tissus de chanvre et de lin s'exposent *sur le pré* pendant quatre à cinq jours. Cette opération était bien plus pratiquée autrefois qu'elle ne l'est aujourd'hui; on avait remarqué, sans pouvoir s'en rendre compte, que l'action de l'air humide, de la rosée, de la neige, décolorait les tissus. On croit aujourd'hui que l'air décolore les tissus, en fournissant de l'oxygène à la matière colorante qui change de nature, et aux substances grasses, qui s'acidifient et deviennent plus facilement saponifiables.

On n'a pas besoin dans les arts, le plus souvent, de les obtenir pures; mais la chimie ne pouvait pas faire faire de grands progrès à la teinture sans bien connaître leur mode d'action (1).

Voici les substances colorantes qu'on obtient pures, d'après M. Girardin :

Alizarine,	mat.	color.	rouge de la racine de garance (alizari).
Purpurine,	—	—	rose.
Xantine,	—	—	jaune.
Anchusine,	—	—	rouge de la racine d'orcanette.
Brésiline,	—	—	rouge du bois de Brésil.
Carthamine,	—	—	rose des fleurs du carthame.
Curcumine,	—	—	jaune de la racine de curcuma,
Eutéoline,	—	—	jaune de la gaude.
Santaline,	—	—	jaune du bois de santal.
Carotine,	—	—	rouge de la racine de carotte.
Orsine,	—	—	rouge de l'orseille de terre.
Erythrine,	—	—	rouge de l'orseille des îles.
Vulpuline,	—	—	jaune du *lichen vulpinus*.
Morin,	—	—	jaune du mûrier des teinturiers.
Quercitrin,	—	—	jaune du chêne quercitron.
Polychroïte,	—	—	jaune du safran.
Rhéine,	—	—	jaune de la racine de rhubarbe,
Jaune, rouge parmélique...			du lichen des murailles.
Hématine,	—	—	rouge du bois de Campêche, — azotée.
Carmine,	—	—	rouge de la cochenille, id.
Indigotine,	—	—	bleu de l'indigo, id.
Globuline,	—	—	rouge du sang des animaux, id.
Choléchlorine,	—	—	verte de la bile des animaux, id.

Les substances colorantes obtenues jusqu'ici n'ont ni odeur ni saveur; les unes se subliment en aiguilles ou

(1) La matière colorante verte, si commune dans les végétaux, ne peut être utilisée dans les arts. On l'obtient sous forme de graisse ou de cire verte qui ne peut être fixée sur les tissus. Le vert s'obtient des substances minérales ou par un mélange de jaune et de bleu. Le principe colorant des fleurs est si délicat et si fugace, qu'on ne peut guère l'isoler. Les matières colorantes noires sont celles qui ne réfléchissent aucun rayon; les matières colorantes brunes proviennent de l'altération des couleurs jaunes.

paillettes brillantes, à la chaleur; la même température suffit pour décomposer les autres; à 200° toutes donnent les produits de la distillation des substances organiques.

Le soleil, si puissant pour colorer les fleurs, détruit ou dénature souvent les matières colorantes; il en est de même de l'air humide; le plus ou moins d'action de ces agents sur elles les fait distinguer en couleurs *grand teint, bon teint*, et couleurs *mauvais teint, faux teint, petit teint.*

Les matières colorantes se dissolvent les unes dans l'eau, c'est le plus grand nombre; les autres dans l'alcool, l'éther, les huiles; la matière qui colore l'alcool de ce thermomètre (l'orcanette) n'est pas soluble dans l'eau. Quelques substances insolubles deviennent solubles au moyen d'un acide ou d'un alcali lorsqu'elles s'obtiennent à l'état solide. Les autres sont décomposées plus ou moins complétement par ces agents; nous l'avons vu toutes les fois que nous avons eu à éprouver les acides ou les alcalis par la violette ou le curcuma. Le tournesol, qu'on extrait de la *morelle* ou *croton* des teinturiers, est naturellement rouge; pour le rendre bleu, on trempe des chiffons dans cette substance et on les expose à l'action de gaz ammoniacaux qui s'élèvent d'un mélange d'urine putréfiée et de chaux. Les chiffons abandonnent à l'eau la matière colorante. Les acides ramènent au rouge le tournesol en se combinant avec l'ammoniaque; et une autre dose d'alcali fait reparaître la couleur bleue, etc.

Les matières colorantes s'unissent très-bien en général aux oxydes métalliques; le chlore, le charbon et l'acide sulfureux les décolorent. Vous vous souvenez que le chlore les désoxygène pour former de l'acide

chlorhydrique; l'acide sulfureux les désoxygène en formant de l'acide sulfurique; le charbon s'y combine sans les détruire. Plusieurs autres corps avides d'oxygène détruisent momentanément les couleurs, qui souvent empruntent à l'air, pour se reformer, l'élément qu'elles ont perdu.

L'application des couleurs sur les tissus se fait de deux manières. On nomme tissus teints les tissus baignés dans la matière colorante et qui en ont été abreuvés; on appelle toiles peintes celles sur lesquelles les couleurs ont été appliquées superficiellement, pour ainsi dire.

La teinture exige une dissolution complète de la matière colorante; la peinture exige souvent que cette matière soit épaissie. Si je veux teindre une étoffe en noir, par exemple, je ne réussirai pas en la trempant dans un bain d'encre du plus beau noir, parce que la matière colorante de l'encre est insoluble, et seulement maintenue en suspension avec de la gomme, la couleur du tissu sera terne et sans solidité. Mais les deux substances qui forment l'encre sont solubles isolément; si je les applique l'une après l'autre sur un tissu semblable, vous verrez bientôt une différence énorme. Vous me voyez plonger ce morceau de calicot dans une solution de noix de galle; lorsqu'il sera sec, je le plongerai dans un bain de sulfate de fer : j'aurai produit de l'encre sur le calicot même; elle sera mêlée intimement à toutes les fibres du tissu.

Puisque l'union du tissu et de la matière colorante est une véritable combinaison chimique, il faut, pour que la couleur soit solide, que les deux substances aient une assez grande affinité l'une pour l'autre. Or cela n'arrive pas toujours. C'est pour remédier à cet

inconvénient qu'on se sert de *mordants* en teinture. Les mordants sont des oxydes métalliques qui ont à la fois une grande affinité pour la fibre végétale et pour la matière colorante ; ils s'y unissent avec force et servent comme de lien entre ces deux substances. Vous voyez combien est impropre le nom de *mordant* qu'on leur a donné à une époque où l'on croyait qu'ils ne servaient qu'à ouvrir les pores de la matière à teindre.

Les meilleurs oxydes, à cause de la double affinité dont je vous parle, sont l'*alumine*, l'*oxyde d'étain* et l'*oxyde de fer;* on les emploie toujours à l'état de sel, parce qu'à leur état naturel ils ne sont pas solubles; les oxydes alcalins seuls se dissolvent dans l'eau. On appelle couleurs *substantives* celles qui s'unissent bien d'elles-mêmes aux tissus; celles qui ont besoin de l'intermédiaire d'un *mordant* prennent le nom d'*adjectives*. Les mordants modifient souvent la couleur quand ils sont eux-mêmes colorés; des échantillons mordancés en alun, acétate de fer, acétate de cuivre, ne donnent pas la même couleur quand on les plonge dans un même bain de quercitron. Tandis que le premier reste jaune, le second vire au fauve, et le troisième prend une teinte olive. La couleur se modifie également suivant que le mordant est plus ou moins concentré.

Les règles pour l'application de la teinture aux fils ou aux tissus varient à l'infini. Tantôt il faut plonger la substance dans un bain froid, parce que la matière colorante est décomposable par la chaleur; tantôt on chauffe à + 30° ou + 40°, tantôt on va jusqu'à + 100°. Quelquefois il faut employer un acide ou un alcali pour rendre soluble la matière colorante; il est des couleurs qu'il faut faire sécher à l'abri de la lumière, etc.

Il suffit que les premiers principes chimiques de cet art vous soient familiers.

L'industrie des toiles peintes a pris, depuis un petit nombre d'années, de très-grands développements en France. Ses procédés sont plus variés encore que ceux de la teinture. Ils sont plus délicats, à cause de la multiplicité des couleurs qu'on applique sur une même étoffe et de l'assujetissement des dessins. Quelquefois on imprime avec une *planche* convenablement disposée les couleurs épaissies avec l'amidon ou la gomme, et mêlées avec le mordant, s'il en faut un. D'autres fois on n'imprime ainsi que les mordants; l'étoffe est ensuite passée dans un bain de teinture. La matière colorante s'attache aux parties mordancées seulement; un lavage enlève le reste. D'autres fois encore, au lieu d'imprimer des *mordants*, on imprime des *réserves*, substances qui ont pour but de préserver telle partie de l'étoffe de l'action du bain de teinture Quelquefois enfin, après avoir donné un bain de teinture à toute la pièce, on imprime des *rongeants*, agents chimiques qui enlèvent la couleur ou le mordant en formant un composé soluble : le tissu redevient blanc dans les parties rongées après un lavage; on peut y imprimer d'autres couleurs (1).

(1) Toutes ces substances s'appliquent au moyen d'une *planche*, pièce de bois qui porte en relief le dessin ou la partie du dessin qui doit prendre une même couleur. Cette planche est appliquée alternativement sur la couleur et sur l'étoffe. La *planche plate* porte les dessins en *creux* et non pas en relief. Lorsqu'on y a répandu la couleur, on la racle avec une tringle d'acier nommée *docteur ;* les parties creuses seules conservent la matière, qui se dépose sur le tissu par une pression convenable. On a perfectionné successivement ces deux procédés, au moyen de l'impression au rouleau, qui produit l'effet de la planche plate avec bien plus de promptitude et de précision. Le rouleau, gravé comme la planche plate, tourne constamment sur l'étoffe, qui passe entre lui et un cylindre qui la presse. La perrotine est composée de plusieurs planches

Depuis vingt ans, on a trouvé moyen de fixer plusieurs couleurs peu stables en exposant dans une cuve les indiennes peintes avec ces couleurs, à un courant énergique de vapeur d'eau bouillante. La vapeur, en pénétrant le tissu, oblige la couleur ordinairement trop épaisse à s'y incorporer avec elle. Vous voyez, par ces quelques mots, qu'il n'y a pas d'art qui tire plus de ressources de la chimie que celui dont je vous parle. »

en bois gravées en relief, s'appliquant successivement par un mécanisme ingénieux sur la toile qui passe devant elles. Chaque planche est chargée d'une couleur et d'un dessin différents, dont l'union forme les nuances les plus agréables.

ENTRETIEN XXI

Revue des organes des végétaux. — Principes extraits de ces organes.

« Les plantes utilisées par l'homme le sont quelquefois en entier; plus souvent ce sont de certains organes seulement qui lui fournissent les substances dont il a besoin. D'abord se présentent à notre examen les *racines*, qu'on partage en *alimentaires, médicamenteuses* et *tinctoriales*. Vous connaissez la plupart des premières, et j'ai à peine besoin de vous nommer les pommes de terre, les carottes, les betteraves, etc., que leur emploi journalier vous fait connaître comme renfermant sans doute beaucoup de gomme et d'amidon, puisqu'elles servent tous les jours à votre nourriture. L'une d'elles, le *topinambour*, contient une fécule différente de l'amidon en ce qu'elle ne colore pas l'iode, et qu'elle est soluble dans l'eau bouillante; les chimistes l'appellent *inuline;* on l'a découverte dans beaucoup d'autres racines : l'inuline, comme l'amidon, forme un aliment très-sain (1).

(1) On doit placer encore, parmi les racines alimentaires, les bulbes de l'ail et de l'oignon, qui contiennent une huile volatile sulfureuse dont l'évaporation provoque le larmoiement. Depuis quelque temps enfin, nous devons placer parmi les racines alimentaires la racine de chicorée, qu'on torréfie pour faire de prétendu café. La liqueur qui résulte de son infusion est âcre, colorée, mais elle n'a nullement le parfum qui fait le mérite du café. Elle n'a même pas le mérite qu'on lui attribue de rendre le véritable café rafraîchissant; seule-

Les racines médicamenteuses doivent souvent leurs propriétés à des alcaloïdes ou alcalis végétaux qui en font des poisons plus ou moins violents. Quelquefois elles contiennent des principes âcres ou amers, quelquefois des huiles volatiles ou des résines; plusieurs sont riches en principes gommeux, mucilagineux ou sucrés, ou sont employées comme adoucissants, pendant que les autres ont pour but d'exciter, d'irriter, etc.

Les racines tinctoriales sont en petit nombre : on n'emploie guère que celles de curcuma, d'orcanette, de chayaver et de garance. La dernière est sans contredit la plus importante : la couleur rouge qu'elle fournit est l'une des plus belles et des plus solides qu'on puisse voir. On la cultive beaucoup dans le midi de la France. La racine ne se tire de terre qu'au bout de trois ans; elle se partage en trois parties : la partie centrale est jaune; la portion qui l'enveloppe est rouge; c'est cette partie qui se nomme proprement *garance*, surtout quand elle est pulvérisée : l'envelope extérieure est également rouge, et fournit une couleur rose. La racine entière prend le nom d'alizari.

Les *bois* employés mécaniquement ne doivent pas nous occuper ici, et, sous le rapport chimique, ils ne sont guère employés qu'à la teinture. Le *bois de Campêche* ou *bois d'Inde*, le *bois de Brésil*, le *santal*, le *fustel*, le *mûrier des teinturiers* sont tous des arbres exotiques qui nous arrivent en bûches, et qu'on découpe en co-

ment on évite, en l'employant, l'action échauffante de la portion de café dont elle tient la place. Vous reconnaîtrez facilement que le café en poudre est mêlé de chicorée en mettant une pincée du mélange dans une fiole d'eau froide. Au bout de quelques instants d'infusion, la poudre de chicorée s'imbibera et tombera au fond en colorant l'eau; le véritable café surnagera.

peaux pour en extraire, par la dissolution dans l'eau, les matières colorantes.

Les *écorces* donnent quelquefois aussi une matière colorante utile; l'écorce du chêne quercitron est de ce nombre. L'écorce du chêne ordinaire, quand il est jeune, fournit aux corroyeurs du tannin ou acide tannique, astringent qui se trouve en grande quantité dans la plupart des arbres, mais plus particulièrement dans cette écorce. Il a la propriété de précipiter en noir les sels de fer, et de précipiter en flocons blancs le blanc d'œuf ou la colle-forte délayés dans l'eau. En se combinant avec la substance des peaux de bête, le tannin les rend incorruptibles. L'acide gallique, extrait surtout de la noix de galle (1), et qui ne paraît être qu'une altération de l'acide tannique, n'a pas la propriété de précipiter le blanc d'œuf. Il sert comme l'acide tannique dans la teinture, et pour la préparation de l'encre. Vous savez que l'encre est principalement un tannate ou un gallate de fer auquel on ajoute de la gomme pour l'empêcher de se précipiter.

L'écorce du quinquina, arbre originaire du Pérou, présente une importance extrême par la vertu qu'il a de couper les fièvre : c'est à deux alcalis organiques, la *quinine* et la *cinchonine*, qu'il doit cette propriété. On emploie le plus souvent aujourd'hui ce fébrifuge à l'état de *sulfate de quinine*. L'écorce des saules renferme aussi un principe semblable qu'on nomme *salicine*.

Les *feuilles* nous fournissent plus d'applications. Elles renferment souvent, à un haut degré de concentration, la plupart des principes qu'on trouve seulement épars dans les autres parties des plantes : huiles volatiles,

(1) Boules ou excroissances charnues qui se trouvent sur les feuilles de chêne.

comme la *lavande*, le *thym*, le *romarin*, etc.; principes amers, comme l'*absinthe*, le *séné;* principes âcres et caustiques, comme le *béthel*, les *orties;* principes alcalins, poisons puissants, comme la *belladone*, la *ciguë*, le *tabac*.

Le principe actif du tabac ne se trouve pas dans la feuille de cette plante à l'état libre; il est masqué par les acides auxquels il est uni. C'est par des fermentations plus ou moins prolongées avec le vinaigre, puis le sel marin, qu'une suite de combinaisons laisse libre la *nicotine* qui donne le *montant* au tabac. Dans ces réactions, il se forme de l'ammoniaque qui s'empare des acides, et laisse libre l'alcaloïde. La nicotine est un poison tellement violent, que quatre ou cinq gouttes suffisent pour tuer un chien. Vous voyez si les médecins ont raison de défendre le tabac à ceux qui n'en ont pas l'habitude, et qui n'ont pas pour en user des motifs assez puissants.

Beaucoup de feuilles (sumacs, corroyère, saule herbacé) sont riches en tannin; on les emploie pour tanner les cuirs; les sumacs renferment aussi une matière colorante particulière dont on fait un fréquent usage.

Nous ne pouvons pas parler des feuilles sans dire un mot du thé. Cette feuille, dont l'arome est si agréable, appartient à un arbrisseau de la Chine et renferme une forte proportion de tannin. Le thé frais a une saveur âcre que lui ôtent les préparations qu'on lui fait subir; au moment de la récolte, on plonge pendant une demi-minute les feuilles dans l'eau bouillante; puis, quand elles sont sèches, on les torréfie légèrement sur des plaques de fer chaudes; c'est ainsi qu'elles se crispent et se roulent. Le thé vert vient du même arbrisseau que le thé noir, seulement la préparation n'est pas tout

à fait la même : le thé noir est mieux dépouillé que l'autre du principe âcre et irritant. On a dit que le parfum du thé ne lui était pas naturel ; c'est une erreur : on n'aromatise que certaines variétés inférieures. Le thé avarié sert pour teindre les étoffes ou pour en rehausser la couleur, pour nettoyer les dentelles noires, etc.

Trois plantes employées presque entières dans la teinture méritent une mention particulière : 1° la gaude, herbe de un à un mètre 25 cent., qui fournit un jaune superbe, dont le principe se nomme lutéoline ; 2° l'indigo, qui offre la plus belle et la plus solide couleur bleue que nous possédions ; 3° le pastel, qui a voulu rivaliser avec l'indigo, mais qui renferme infiniment moins du même principe.

L'indigotine, principe extrait de l'indigo, présente deux formes bien distinctes ; elle est tout à fait blanche d'abord dans la plante qui la fournit ; à l'air, elle absorbe de l'oxygène et devient du plus beau bleu, mais aussi, de soluble qu'elle était, elle devient insoluble. Dans ce nouvel état, elle redevient facilement indigotine blanche soluble, si on la met en présence d'un corps désoxygénant. Que je mette, en présence de l'indigo, de la chaux et du sulfate de fer, voici la réaction qui se produira :

Indigo ou indigotine bleue.	indigotine blanche restant en solution dans l'eau de chaux.	
	oxygène.	peroxyde de fer.
Sulfate de fer. .	protoxyde de fer . .	
	acide sulfurique. . .	sulfate de chaux.
Chaux		

Il y a, en outre, une portion du protoxyde de fer et de la chaux qui reste libre après la combinaison.

En présence des autres corps désoxygénants, l'indi-

gotine bleue devient de même blanche; un corps surchargé d'oxygène, le peroxyde de cuivre, par exemple, lui rend sa couleur bleue. Il y a donc plusieurs moyens de préparer les dissolutions d'indigo; mais le principe est toujours le même, il faut désoxygéner la matière colorante: puis mettre les fils ou les tissus dans la dissolution: ils en sortent ordinairement d'un jaune sale; mais l'oxygène de l'air leur donne bientôt la couleur bleue, d'autant plus inaltérable que l'indigotine bleue est plus insoluble.

Les *fleurs* renferment les mêmes principes que les autres parties des plantes: huiles volatiles, principes gommeux ou mucilagineux, matières colorantes, etc. Ce sont surtout les huiles volatiles qui leur donnent de l'intérêt, soit pour la médecine, soit pour la parfumerie.

Aucune partie d'une plante n'est aussi richement, aussi délicatement colorée que la fleur; mais le principe colorant s'y trouve si délicat, si fugace et en si petite quantité, qu'il est excessivement difficile de l'extraire. La violette, le carthame et le safran sont les seules fleurs dont on fasse usage sous ce rapport. Encore le sirop de violette n'est-il guère en usage que comme réactif.

La fleur de carthame, espèce de chardon des Indes, renferme une substance colorante jaune qui n'a pas d'emploi, et une autre d'un rose magnifique. La première est soluble, l'autre ne l'est pas; celle-ci, employée surtout pour donner à la peau une fraîcheur artificielle, vaut trois mille francs le kilogramme. Il est vrai de dire qu'il en faut excessivement peu pour donner beaucoup de couleur.

Le safran ne coûte que deux cents francs le kilo-

gramme ; il faut environ un million de fleurs pour faire un kilogramme de safran sec, car on n'utilise dans la fleur que les *stigmates*. L'acide sulfurique fait passer cette couleur au bleu et au lilas ; l'acide azotique la colore en vert : ces changements lui ont fait donner le nom de *polychroïte*.

Les *fruits* offrent une bien plus grande importance que les fleurs. Ils renferment en abondance la plupart des principes utiles dont nous avons parlé jusqu'ici. C'est principalement par la gomme, l'amidon et le sucre, le gluten, l'albumine, etc., qu'ils contiennent, que les fruits sont excellents pour la nourriture des animaux, mais surtout de l'homme ; car les animaux se contentent souvent d'aller chercher ces principes dans les herbes qu'on leur laisse paître. L'amidon, le sucre, la gomme sont accompagnés le plus souvent, dans les fruits, d'un principe fermentescible qu'une faible chaleur développe, et qui convertit la substance nourrissante en principes assimilables. Je ne reviendrai pas sur les huiles, dont nous nous sommes occupés spécialement ; sur les céréales, que nous avons également étudiées ; sur les fruits, qui doivent au sucre qu'ils contiennent la propriété d'éprouver la fermentation alcoolique ; c'est un commencement de désorganisation dont nous parlerons bientôt. Les fruits à alcaloïdes, la coque du Levant, la noix vomique, etc., sont employés en médecine ; les fruits riches en tannin servent pour le tannage des peaux ; ceux qui renferment un principe colorant sont employés dans la teinture. Le poivre et le café, que vous connaissez bien, sont des graines exotiques dont il se fait un grand commerce, et dont l'usage vous est familier. La première renferme une huile concrète, volatile, très-âcre, qui lui communique sa qua-

lité, et un principe neutre, azoté, doué de vertus fébrifuges. L'usage immodéré du poivre peut avoir des dangers : on peut en dire autant du café, dans lequel la torréfaction développe un principe aromatique particulier que le café vert n'a pas. Ce principe ne se retrouve dans aucune plante indigène, si ce n'est dans les graines du *petit houx,* qui a précisément le même arome que le café, mais qui n'en a pas l'amertume ; il est vrai qu'on pourrait lui donner artificiellement cette qualité, et qu'alors il serait difficile de le distinguer du café véritable. En France, on fait de détestable café avec la betterave, la chicorée, etc. En Angleterre, on a imaginé d'en faire avec du seigle grillé ; cette idée a si bien réussi, qu'en 1824, époque où le café était fort cher, des Anglais ont acquis une fortune immense à vendre du café de *graine rôtie,* comme ils l'appelaient. »

ENTRETIEN XXII

ORGANISATION DES ANIMAUX. — Respiration, nutrition, digestion. — REVUE DES ORGANES. — Os. — Gélatine. — Chair musculaire. — Pot-au-feu. — Peau. — Colle-forte. — Poils, laine. — Sang. — Bleu de Prusse. — Acide prussique. — Lait. — Soie.

« La plupart des phénomènes de l'organisation animale sont du domaine des sciences médicales, et il nous faudrait, pour les passer en revue, entreprendre un cours d'anatomie, qui n'entre pas dans le cadre de nos entretiens. Je vais me borner à vous rappeler ce que vous ne pouvez ignorer.

La formation et l'accroissement du fœtus, soit dans le sein de la mère, soit dans l'œuf soumis à une chaleur convenable, reposent sur des lois trop mystérieuses et trop inconnues pour que nous ayons à nous en occuper ici; nous n'aurions à indiquer que des changements de formes, dans lesquels l'action chimique est insaisissable. Lorsque l'animal est au jour, le premier acte important qui s'accomplit en lui, c'est l'acte de la RESPIRATION; nous sommes entrés à ce sujet dans les détails nécessaires dans l'un de nos premiers entretiens (page 107). Un second acte non moins important et bien plus compliqué, c'est l'acte de la DIGESTION.

La digestion consiste dans la séparation des matières assimilables fournies par la nourriture. Toutes les sub-

stances alimentaires sont tirées du règne organique, et il a été prouvé que les végétaux ne peuvent suffire longtemps à l'alimentation des *omnivores* et surtout de l'homme, au moins d'après ses habitudes. Il a besoin de s'assimiler des substances azotées que les aliments végétaux, le pain excepté, ne contiennent qu'en petite quantité. Les herbivores compensent, par la quantité énorme d'aliments qu'ils consomment, le peu de richesse des végétaux en azote; aussi leur organisation est bien différente. Ils ont le tube digestif beaucoup plus long, et souvent plusieurs estomacs. La digestion se fait dans l'estomac lorsque les aliments ont été d'abord bien broyés; puis convertis, au moyen de la salive, en une espèce de bouillie. Dans l'estomac, les aliments trouvent un autre liquide dans lequel ils fermentent, se dissolvent ou se décomposent; c'est le suc gastrique, qui les convertit en une masse molle, légèrement acide, qu'on appelle le *chyme*. Rien de bien concluant encore sur la nature des réactions qui accompagnent ce changement de la nourriture en chyme. Rien de plus certain sur les opérations suivantes, et qui ont pour but de séparer le chyme en deux parties: matière assimilable, ou *chyle;* matière excrémentitielle, qui s'écoule au dehors du corps par les gros intestins. Cette séparation s'effectue au moyen de la bile, qui se mêle abondamment au chyme aussitôt qu'il passe de l'estomac dans les intestins, sans qu'on sache si elle agit seulement comme dissolvant ou comme principe actif. Le chyle est du sang qui n'est pas encore coloré; il se colore en passant dans les vaisseaux sanguins et les poumons. Lorsque le sang est formé, il part du cœur par les artères, et se répand dans chaque partie du corps par des ramifications innombrables. Dans son

passage il abandonne, en filtrant par certains organes, les substances assimilables à ces organes; c'est au moyen de *sécrétions* successives qu'il fournit aux *os* les sels terreux et le tissu qui les composent, aux membranes l'*albumine* dont elles sont formées, aux muscles la *fibrine* qui les constitue, etc.; c'est dans le sang également que prennent naissance les divers liquides dont nous avons parlé, la salive, la bile, nécessaires à la transformation des aliments, et d'autres que vous connaissez bien, les *larmes*, la *sueur*, le *lait*, l'*urine*, qui sont rejetés du corps, suivant les circonstances.

Parmi les produits de l'organisation qui peuvent vous offrir le plus d'intérêt, étudions en première ligne les os, tissu cellulaire très-ferme et durci encore par les sels terreux qui en forment les deux tiers: le cartilage organique forme l'autre tiers. A part les phosphates et carbonates de chaux, de magnésie, etc., les os fournissent à l'analyse, en vase clos, les produits indiqués précédemment pour les substances organiques azotées; et si la distillation est convenablement conduite, on peut retirer une grande quantité d'une huile empyreumatique, nommée huile animale de Dippel. Vous savez déjà combien est utile, comme matière décolorante et désinfectante, le charbon très-poreux qui résulte de la calcination des os.

Les os ont, auprès de toutes les cuisinières, la réputation de faire d'excellent bouillon, et cette réputation est méritée; cependant bien peu de leur substance se dissout dans l'eau et se change en gélatine. Quand on veut extraire la substance nutritive des os, il faut employer le procédé indiqué par M. d'Arcet: il consiste à exposer à la vapeur d'eau comprimée jusqu'à + 106° des os concassés; toute la partie cartilagineuse se change

bientôt en gélatine, qui se dissout dans la vapeur condensée (1).

La gélatine sert pour potages dans un grand nombre d'établissements publics. Le bouillon qu'elle forme est aussi riche en principes nutritifs que le bouillon fait avec la meilleure viande ; mais il n'est pas aussi savoureux, uniquement parce qu'il ne contient pas les principes aromatiques de la chair musculaire fraîche. Il faut toujours ajouter de la viande en petite quantité, pour lui donner du parfum. On cite un potage de gélatine fait avec des ossements fossiles d'animaux enfouis dans les entrailles de la terre à l'époque du déluge ; il fut servi et mangé à la table du préfet de Strasbourg (1814).

Depuis longtemps Papin avait proposé au roi d'Angleterre, Charles II, de faire préparer pour les pauvres et les hôpitaux du bouillon de gélatine des os. Charles II en fut détourné par le ridicule que jetèrent sur cette invention de mauvais plaisants, qui attachèrent au cou des chiens du roi une pétition burlesque contre le chimiste qui voulait leur couper les vivres (2).

Les *muscles*, dont l'ensemble constitue la *chair* des animaux, la *viande* proprement dite, servent surtout à l'alimentation de l'homme et des carnivores. La cuisson

(1) Hérissant avait proposé, dès le milieu du siècle dernier, de ramollir les os en les laissant macérer dix jours dans de l'acide chlorhydrique à 6° : les sels terreux se dissolvent parfaitement, et le tissu qui reste se transforme en gélatine dans l'eau bouillante. C'est encore ainsi qu'on prépare une partie de la colle-forte du commerce.

(2) On fait avec certains os choisis divers extraits graisseux qu'on nomme *huile* de *pieds de bœufs*, de *moutons*, de *chevaux*, pour adoucir les frottements mécaniques et assouplir les cuirs de harnais, et pour servir de combustible aux lampes d'émailleurs. Mécaniquement on tire parti des os dans la tabletterie ; les os des défenses d'éléphant et du rhinocéros sont particulièrement estimés sous le nom d'ivoire.

a pour but d'opérer un commencement de décomposition qui rend soluble une partie des principes auparavant insolubles. Dans le *pot-au-feu,* la viande cède à l'eau froide de l'albumine des sels, un peu de sang; mais, dès que l'eau vient à bouillir, l'albumine et le sang se coagulent et forment l'écume, qu'on enlève soigneusement pour que l'ébullition ne la précipite pas au fond sous forme de petits grumeaux noirâtres. Vous voyez qu'il importe de mettre la viande dans l'eau froide et de la faire chauffer doucement, pour que les matières qui doivent disparaître se dissolvent complétement et ne se coagulent pas dans la fibrine.

Vous en savez assez pour deviner que le pot-au-feu est d'autant meilleur que l'eau est plus pure. Les matières en suspension ne sont pas nuisibles, à moins que l'odeur ne soit mauvaise; mais les sels calcaires dissous ordinairement dans les eaux de puits, formant dans le tissu cellulaire des dépôts de sels insolubles, durcissent considérablement la viande.

Les chairs *rouges* du bœuf, du mouton, etc., sont les plus riches en matières extractives nourrissantes; les chairs *noires* du lièvre, du chevreuil, etc., viennent ensuite: elles passent pour échauffantes; les viandes *blanches* du lapin, du veau, etc., sont les plus pauvres.

La chair musculaire est recouverte par la *peau,* qui est formée de trois parties superposées: 1° l'*épiderme*, tissu sec et écailleux au microscope, souvent recouvert de poils, cheveux, plumes, etc.; 2° le *tissu réticulaire*, siége des papilles nerveuses au moyen desquelles les objets extérieurs sont perçus par le tact; 3° le *derme* ou vraie peau, membrane élastique que l'eau convertit en gélatine.

Cette conversion de la peau en gélatine est l'objet

d'un très-grand commerce; la gélatine prend alors le nom de colle-forte, colle de Flandre, etc.; mais la peau ne sert souvent à cet usage qu'après avoir rendu d'autres services à l'état de cuir, c'est-à-dire quand elle a été convertie en peau solide et incorruptible par le tannage. Le tannage consiste à mettre les peaux lavées, épilées et grattées, dans un bain d'eau dans laquelle on fait en même temps dégorger du tan (écorce de jeune chêne bien broyée). Le tannin bien dissous dans l'eau s'unit intimement au tissu de la peau, et la préserve de toute altération.

Les prolongements de la peau, tels que les poils, les plumes, les cornes, les ongles, ont une grande analogie de composition, quoiqu'ils ressemblent bien peu les uns aux autres en apparence. Les cheveux, en particulier, sont plus ou moins colorés, suivant qu'ils contiennent plus ou moins d'une huile noire et bitumineuse dont les cheveux blancs ne contiennent pas un atome. Les cheveux roux, blonds et blancs, contiennent un petit excès de soufre, au moyen duquel les coiffeurs parviennent à leur donner un couleur plus intense : il suffit, en effet, pour noircir les cheveux qui contiennent du soufre, de leur présenter un oxyde de plomb ou d'argent, ou plutôt un sel décomposable par le soufre, car ces oxydes ne sont pas solubles. On se sert particulièrement de l'*azotate d'argent*, que vous avez étudié. Des cheveux rouges humides noircissent quand on les peigne avec un peigne de plomb; mais il faut recommencer souvent les opérations.

La laine est le poil des moutons et de certains autres animaux. Vous savez quelle infinité d'étoffes on fait avec elle, depuis la bure grossière jusqu'au cachemire le plus fin. Le commerce des animaux qui cèdent chaque

année à l'homme leur utile toison est d'une importance extrême pour l'agriculture et le commerce. On fait subir à la laine plusieurs préparations, telles que le lavage et le *désuintage,* qui ont pour but de débarrasser la toison du *suint,* savon à base de potasse qui la souille. La laine est ensuite blanchie ou teinte. Le blanchiment s'opère au moyen du soufre ; les procédés de teinture sont à peu près les mêmes que pour le chanvre et le coton.

La laine n'est pas altérée par les acides et les alcalis faibles; mais les acides forts la détruisent, et les alcalis concentrés en convertissent la matière grasse en savon. Voulez-vous découvrir si telle étoffe ne contient pas de coton : faites-en bouillir un échantillon dans une lessive de soude à 8°, la laine formera du savon ; le coton ne se dissoudra pas, quoiqu'il puisse être altéré. La distinction de la laine et du coton peut se faire encore en effilant un échantillon, et brûlant les fils à la chandelle. Le coton brûle rapidement ; la laine forme un petit bouton noir, et répand une odeur de corne brûlée.

Maintenant que vous connaissez les matières solides qui font la charpente des animaux, il faut jeter un moment les yeux sur les liquides qui concourent à les nourrir ou qui sont le résultat de la nutrition. En première ligne, nous mettrons le sang, qui, à la faveur de vaisseaux nommés artères et veines, circule par tout le corps et y répand la chaleur.

Le sang de l'homme, celui qu'on a le plus étudié, est rouge dans les artères, qui le conduisent du cœur aux extrémités, et rouge brun dans les veines, qui le ramènent au cœur. Son odeur est fade, sa saveur légèrement salée. Il tient en suspension des globules rouges qu'on distingue très-bien au microscope, et dont les

dimensions, très-variables dans chaque espèce d'animal, ne varient jamais dans la même espèce. A l'air, le sang est bien vite altéré; il se divise en *caillot* ou *cruor* très-coloré en rouge brun, et en un liquide jaunâtre nommé *serum.* C'est de l'eau chargée de quelque matière extractive, de sels et de beaucoup d'albumine. Le caillot malaxé dans un nouet de linge sous un filet d'eau colore le liquide en rouge vif, et laisse un dépôt de *fibrine.* La matière colorante, qui reste dans l'eau, forme la *globuline*, très-semblable à l'albumine et chargée d'une certaine proportion de fer. Le sang n'est pas soluble dans l'alcool, mais il se dissout très-bien dans l'eau; aussi l'alcool précipite-t-il les principes du sang de leur solution aqueuse.

Nous avons déjà vu divers emplois du sang, pour clarifier le sucre au moyen de l'albumine, qu'il contient en abondance, et pour former seul ou bien avec le charbon un excellent engrais. Le sang des animaux forme encore (surtout celui du cochon) un aliment très-important, le boudin, etc. En Suède, on fait avec le sang des boucheries et la farine un pain très-nourrissant. Il est important d'observer que le sang, lorsqu'il commence à se corrompre, acquiert des propriétés vénéneuses: on prétend que Thémistocle et Annibal furent empoisonnés avec du sang corrompu. Vous vous tiendrez donc en garde contre l'emploi de viandes avancées qui contiennent du sang.

La consommation la plus importante du sang se fait pour la fabrication du *bleu de Prusse.* Cette matière colorante est un composé de *cyanure* et de *percyanure de fer*: on pourrait donc l'appeler cyanoferrure de *fer*. Il entre dans sa composition un corps qui joue le rôle d'élément, quoiqu'il soit réellement un composé binaire,

un *azoture de carbone*. M. Gay-Lussac l'a nommé *cyanogène*. Ce principe s'obtient en chauffant doucement le cyanure de mercure et recueillant sous une cloche le gaz formé. Ce gaz incolore a une odeur vive, il brûle avec une flamme violette; sa décomposition donne deux volumes de carbone et un volume d'azote. Si vous lui fournissez de l'hydrogène dans des circonstances favorables, vous obtiendrez un acide hydrogéné, l'acide cyanhydrique (acide prussique), le poison le plus violent que l'on connaisse. Voici la réaction :

Cyanure de mercure,	= mercure,	+	cyanogène.
Acide chlorhydrique,	= chlore,	+	hydrogène.
Réaction,	= perchlorure de mercure.	+	acide cyanhydrique.

L'acide cyanhydrique est un liquide très-volatil, dont l'odeur est celle des amandes amères; il bout à + 26 et demi, se mêle à l'eau et à l'alcool, précipite l'azotate d'argent en flocons blancs, et se décompose spontanément. Il existe dans les feuilles du laurier-cerise, du pêcher, dont la décoction peut devenir mortelle. C'est lui qui donne le parfum au kirsch, à l'eau de noyau, etc.

Approchez un oiseau de l'ouverture d'un flacon d'acide cyanhydrique, il tombe mort à l'instant. Une seule goutte introduite avec une tige de verre dans la gueule d'un chien, ou appliquée sur son œil, le tue comme la foudre. Schèele passe pour en avoir été victime; Scharinger, chimiste de Vienne, mourut en deux heures, après en avoir laissé tomber une goutte sur son bras nu. La domestique d'un chimiste périt immédiatement après avoir bu de l'eau-de-vie saturée de cet acide, et qu'elle avait prise pour du kirsch.

Le chlore détruit immédiatement tous les symptômes d'empoisonnement par l'acide cyanhydrique. Il faut qu'on le respire mêlé d'air ; il agit en s'emparant de l'hydrogène de l'acide. L'ammoniaque est aussi, dit-on, un contre-poison puissant ; elle agit apparemment en stimulant le système nerveux, débilité par le poison. Cet acide, tout violent qu'il est, est employé avec succès en médecine pour calmer le système nerveux dont la sensibilité a été surexcitée d'une manière dangereuse.

Vous comprendrez maintenant la composition du *bleu de Prusse,* quand j'aurai ajouté que le cyanogène a une grande affinité pour le fer et pour le potassium. Lorsqu'on calcine une matière organique azotée avec du fer et de la potasse, l'union du carbone et de l'azote se trouve déterminée par leur présence, d'autant plus facilement que les deux autres éléments de la substance organique ont aussi l'un pour l'autre une grande affinité. Ainsi :

Substance organique azotée.	oxygène. . hydrogène.	eau.	
	carbone. . azote . . .	cyanogène.	cyanoferrure de potassium ou prussiate ferrugineux de potasse.
Fer			
Potassium			

Le cyanoferrure de potassium est un excellent réactif pour le chimiste ; il forme des cyanures blancs dans les sels de zinc, mercure, etc. — Bleus insolubles avec les sels de fer, et c'est précisément là ce qui constitue le *bleu de Prusse* (1).

(1) Pour obtenir le bleu de Prusse du commerce, on calcine huit parties de sang desséché avec une partie de potasse pendant huit heures. On lave pour

Voici la réaction :

Cyanoferrure de potassium.	cyanure de fer.				Cyanoferrure de fer ou bleu de Prusse.
	cyanure de potassium.	cyanogène		percyanure de fer.	
		potassium. .	sulfate de potasse.		
Sulfate de peroxyde de fer.	acide sulfurique. . . .				
	peroxyde de fer.	oxygène. .			
		fer.			

Le bleu de Prusse ressemble beaucoup en apparence à l'indigo ; mais il répand, en brûlant à l'air, une odeur nauséabonde, et laisse une grande quantité de cendres ferrugineuses et alcalines. Il est insoluble dans l'eau, dans les acides faibles et l'acide sulfurique concentré ; cet acide le blanchit au bout d'un certain temps, mais l'eau lui rend sa couleur. Les alcalis concentrés le décolorent et mettent en liberté du peroxyde de fer, qui se dépose en poudre rouge. Le chlore ne peut rien sur le bleu de Prusse. Les bleus brillants sont faits avec lui, surtout sur la soie ; mais malheureusement cette matière colorante ne supporte pas la présence des alcalis ; par conséquent, les lessives et les savonnages la détériorent.

Nous aurions beaucoup de choses à dire du lait ; mais cette substance vous est si familière, que notre description sera bien abrégée. Le lait est blanc, son odeur est agréable, sa saveur est un peu sucrée (le lait de femme et le lait d'ânesse principalement) ; il est toujours un peu acide, quelquefois il est altéré par l'odeur des

dissoudre le cyanure soluble qui se forme et qui prend le nom de lessive de sang. On ajoute à la lessive de sang une demi-partie de sulfate de fer et trois parties d'alun. Il se produit un précipité vert brunâtre qui, par des lavages, passe au bleu, quand le protoxide du sulfate employé a passé partiellement à l'état de peroxyde. L'alun sert comme dans la teinture : son alumine donne du corps à la couleur formée.

plantes digérées par l'animal qui le fournit; sa couleur est quelquefois aussi modifiée dans le même cas par les substances tinctoriales.

Vous connaissez la crème qui se forme au bout d'un peu de temps au-dessus du lait; vous savez que le lait écrémé se coagule. On appelle *caséum* le caillé qui se forme; le petit-lait, dans lequel il nage, prend le nom de *serum*. Le serum, qui forme les 9/10 du lait écrémé, contient une grande quantité d'eau, des sels, un principe sucré, et un peu d'*acide lactique*. Déjà acide quand il est frais, le *serum* s'acidifie davantage en vieillissant, et fournit du vinaigre. Distillé avec précaution, il laisse déposer de la lactine (sucre de lait) qui fournit de l'*acide mucique* avec l'acide azotique et du sucre de raisin avec l'acide sulfurique.

Le *caséum* est insoluble dans l'eau et soluble dans les alcalis et les acides faibles; aussi, mettez une petite quantité de carbonate de soude dans du lait tourné, vous le verrez reprendre sa liquidité. Le *caséum* est riche en azote, et, par conséquent, très-nourrissant; il est la base des fromages, et constitue en totalité les fromages maigres ou fromages communs. Les fromages gras se font avec le lait non écrémé, dont on sépare le serum par l'égouttage, et qu'on fait fermenter suivant l'usage particulier de chaque pays. Ce sont les sels ammoniacaux qui sont la principale cause de l'odeur et de la saveur du fromage, ainsi qu'une huile volatile particulière qui se forme pendant la fermentation.

La *crème* est la partie la plus précieuse du lait; c'est avec elle, en effet, que se fabrique le beurre, qui doit être rangé parmi les corps gras dont nous avons parlé précédemment, ainsi que toutes les graisses animales, sur lesquelles nous ne reviendrons pas. (Voyez le tableau

des corps gras, entretien XIX.) Toutes les ménagères vous apprendront que la crème battue, pendant très-peu de temps, se forme en grumeaux qui s'agglutinent, et se séparent du serum qu'elle contient encore ; le beurre se pétrit, se lave à grande eau, et se livre au commerce. Mieux il est lavé, moins il fermente, et, par conséquent, moins il est sujet à rancir. Comme il est difficile de le débarrasser complétement du serum et du caséum, on le sale ou on le fait fondre quand on veut le garder. Cette dernière opération, qui se pratique à une haute température, donne au beurre une odeur désagréable : il vaudrait mieux se contenter de le fondre à + 60°, et de le laisser assez longtemps en fusion pour que les impuretés se déposent; on décanterait ensuite dans de petits vases bien secs.

Le beurre, comme tous les corps gras, a la propriété de dissoudre les oxydes des métaux vénéneux, et particulièrement du cuivre et du plomb; il détermine la formation de ces oxydes; par conséquent, il est imprudent de le laisser séjourner dans des vases faits avec ces métaux, comme les casseroles, etc. (1).

(1) On a essayé de chasser du lait les 900 parties d'eau qu'il contient sur 1,000, afin de pouvoir conserver et transporter le reste sous un petit volume. Pour cela, M. Braconnot propose de faire cailler le lait au moyen de l'acide chlorhydrique versé peu à peu et d'une chaleur de 450. Le caillé se recueille, et quand il est bien lavé, on le fait chauffer avec du carbonate de soude cristallisé et un peu d'eau; cinq grammes suffisent pour trois litres de lait. Le sirop qui en résulte se sucre, s'aromatise, se dessèche et se moule en tablettes qu'on dessèche à l'eau; ces tablettes, délayées dans neuf parties d'eau, donnent une liqueur agréable comme le lait bouilli. M. Appert conserve le lait comme tous les aliments dans des bouteilles bien privées d'air, mais il ne peut pas empêcher la crème de s'élever. D'autres le font évaporer à chaud et en forment une poudre qui a l'inconvénient de rancir assez promptement. Actuellement on vend beaucoup dans le commerce, sous le nom de *lactoline*, une pâte sèche qui n'est que le lait lui-même desséché par un vif courant d'air froid : la *lactoline* renferme tous les principes du lait sans qu'ils aient été détériorés par la chaleur; en lui rendant neuf parties d'eau, on en refait d'excellent lait.

On vérifie la pureté du lait au moyen du *lactomètre*, tube gradué et divisé en centièmes à la partie supérieure. On laisse crémer une petite quantité de lait dans cette éprouvette, et l'on examine l'épaisseur de la crème qui se forme au-dessus. Elle doit être de 8 centièmes au moins. Elle est de 6 centièmes 1/4 dans le lait contenant 1/3 d'eau, de 5 centièmes pour le lait qui est coupé par moitié, et de 3 centièmes pour celui qui renferme les deux tiers d'eau. Si l'on n'a pas pour but d'examiner la bonté absolue du lait, qui peut dépendre de la nourriture et de la santé des bestiaux, mais bien de constater une fraude coupable, c'est le *caséum* qu'il faut éprouver. On le coagule avec quelques gouttes de vinaigre, et on le pèse après l'avoir mis en presse. Le lait pur fournit un dixième de caséum; le lait étendu de moitié n'en fournit qu'un vingtième.

Il existe une autre liqueur sécrétée par une chenille bien précieuse, le ver à soie. Cette liqueur se durcit à l'air à mesure qu'elle est distillée par deux petites filières situées près de la bouche du ver, et forme ces fils dont l'industrie tire un si grand parti. La chenille file cette soie pour former une coque ou cocon qui doit mettre la chrysalide à l'abri des injures de l'air pendant le temps qu'elle sera incapable de se mouvoir. Un cocon pèse ordinairement 13 centigrammes, et forme un fil de 300 mètres. Si vous faites attention qu'il est composé de deux fils primitifs agglutinés, vous comprendrez que leur finesse doit être extrême, quoiqu'ils aient une grande solidité. 75 grammes d'œufs donnent assez de vers pour former 100 kilogrammes de cocons, lesquels fournissent ordinairement 8 kilogrammes de soie filée.

La soie est une substance azotée, très-odorante, par conséquent, lorsqu'on la brûle; elle est attaquée par les acides concentrés, les alcalis et le chlore. Elle s'unit volontiers à la plupart des oxydes métalliques; elle se teint plus facilement que le coton et le lin, mais moins facilement que la laine. Les procédés généraux sont les mêmes quand elle a été *décreusée,* c'est-à-dire dépouillée d'un vernis naturel qui la rend sèche et dure, au moyen du savon. On ne décreuse pas les soies qui doivent rester fermes et empesées. Les vers produisent en France un million et demi de kilogrammes de soie; l'importation en fournit un demi-million, produisant en tout cent quarante millions de francs environ, sur lesquels trente millions sont versés par la consommation du pays. Le reste est exporté. Vous voyez combien le commerce de la soie doit contribuer à la richesse de la France (1). »

(1) Voy. le dictionnaire pour les substances dont nous ne parlons pas ici.

ENTRETIEN XXIII

Décomposition des corps. — Fermentation alcoolique. — Vins et liqueurs. — Éther. — Fermentation acide. — Vinaigre. — Acétates. — Fermentation putride. — Conservation des substances végétales et animales.

« Les substances organiques diffèrent essentiellement des autres par la tendance qu'elles ont à se décomposer spontanément, à cause du peu d'affinité de leurs éléments dans les proportions diverses qui les constituent. Cette décomposition spontanée prend le nom de FERMENTATION.

Suivant que la fermentation a pour résultat de convertir la substance en sucre, en alcool, en acide ou en produits infects, elle prend le nom de fermentation saccharine, alcoolique, acide, ou putride.

Nous ne nous occuperons plus de la première; ce que je vous ai dit de la conversion en sucre des gommes et de l'amidon suffit pour vous en donner une idée.

La fermentation alcoolique n'est éprouvée que par le sucre. Dissolvez une partie de sucre dans quatre parties d'eau, et ajoutez une petite quantité d'une matière azotée. La fermentation plus prompte de cette matière, en déterminant une action électrique dans la masse, entraînera la fermentation du sucre; votre solution éprouvera bientôt un mouvement tumultueux, si la température a été portée à 20 ou 25 degrés. Lorsque ce

mouvement a cessé tout à fait, et que la liqueur est devenue claire, tout le sucre a disparu ; il ne reste plus que de l'alcool en dissolution dans l'eau; distillez-le, et vous lui trouverez tous les caractères de l'eau-de-vie. Si vous recueillez les gaz, vous verrez qu'il s'est produit une grande quantité d'acide carbonique. L'eau n'a pas éprouvé de changement; une partie inappréciable de la matière azotée (ordinairement la levûre de bière) a été détruite. Le poids du sucre est représenté par un poids égal d'alcool pur et d'acide carbonique.

Cent parties de sucre donnent, suivant M. Thénard,

Alcool	49,38	= 96,18; poids peu différent
Acide carb.	46,80	du poids du sucre.

D'où il suit que pour convertir le sucre en alcool, il suffit de lui ôter de l'acide carbonique.

Tous les sucs sucrés des fruits contiennent une substance azotée fermentescible qui rend inutile l'emploi de la levûre de bière; aussi lorsqu'on abandonne à eux-mêmes les jus de la canne à sucre, de la betterave, des pommes de terre, etc., ils ne tardent pas à fermenter. Dans la fabrication de la bière, on convertit l'amidon de l'orge en sucre, au moyen de la diastase qui se forme auprès du germe (on n'emploie que de l'orge germée); le sucre se convertit ensuite en alcool. On ajoute du houblon, qui donne une certaine amertume à la liqueur, et empêche la fermentation de devenir acide.

Les fruits sucrés ne fermentent que lorsqu'ils ont été écrasés, parce que le ferment qu'ils contiennent est tout à fait séparé de la liqueur, et qu'il faut les déchirer ou les meurtrir pour réunir ces deux matières.

L'art de faire les boissons alcooliques est assez com-

pliqué, et demande des détails dans lesquels je ne puis entrer (1).

La principale est sans contredit le vin. Le vin est blanc s'il provient du raisin blanc, et rouge s'il provient du raisin noir. Toutefois le raisin noir produit du vin blanc quand on l'a fait fermenter sans la peau, parce que c'est la peau seule qui contient la matière colorante. Le vin est *mousseux* quand il a été mis en bouteille avant que la fermentation fût achevée; pour faire mousser le vin qui ne fermenterait plus, il faudrait ajouter dans chaque bouteille un peu de sucre et de levûre de bière, ou d'une autre substance fermentescible.

Les vins de liqueur ou vins sucrés sont ceux qui contiennent une proportion de sucre non fermenté ; on les recueille dans le Midi. Outre l'influence du climat, du terroir, de l'espèce de vigne, qui modifient à l'infini la qualité du vin, les usages que l'expérience a fait adopter dans chaque pays donnent une grande importance

(1) Voici, en peu de mots, comment on fait le vin: lorsque le raisin est bien mûr, on le foule dans les cuves où il s'échauffe et fermente au bout de quelques jours; une espèce d'ébullition s'établit, il se dégage une quantité énorme d'acide carbonique, et une écume épaisse se forme à la surface de la cuve. Lorsque la fermentation s'apaise, le *chapeau* d'écume retombe au fond. Alors on presse le marc avec des fouloirs, ou bien on fait descendre dans la cuve un homme nu, qui foule mieux la vendange; mais ce procédé est assez dangereux; si le dégagement carbonique n'a pas cessé, le fouleur peut être asphyxié. Le foulage ranime un peu la fermentation, qui s'arrête bientôt après; la liqueur s'éclaircit; le vin est tiré dans les tonneaux où il continue à fermenter insensiblement pendant plusieurs mois, et forme autour de la bonde une écume assez épaisse qui finit pourtant par se précipiter avec le tartrate acide de potasse que le vin renferme en plus ou moins grande quantité : c'est la *lie*.

Lorsque la lie est bien précipitée par l'alcool qui continue à se former, on colle le vin, c'est-à-dire qu'on y mêle en petite quantité de l'albumine ou de la gélatine, qui, se trouvant coagulée par l'alcool et du tannin, entraîne en se précipitant les matières encore en suspension dans le vin, qui devient ainsi parfaitement limpide. Les blancs d'œuf, la colle de poisson sont les matières employées pour coller les vins.

au choix des vins, quoique tous soient composés d'alcool, d'un peu de sucre indécomposé, de mucilage, de tannin, d'acides acétique et malique, de tartrates de potasse et de chaux, de sulfate de potasse, de sel commun et de matière colorante, jaune ou rouge. Le tannin donne de l'âpreté aux vins; les acides et les sels de tartre lui donnent de la verdeur. Peu à peu ces sels se déposent; aussi les vins acquièrent de la qualité en vieillissant.

Les vins qui n'ont pas assez de spiritueux en acquièrent lorsqu'on y mêle du sirop de fécule, qui se convertit bientôt en alcool. Pour corriger dans les vins du Nord une certaine aigreur due aux acides qu'ils renferment, on fait bien d'ajouter en outre un peu de craie pour neutraliser ces acides. Cette préparation qu'on fait subir aux vins est très-innocente; il en est d'autres qui le sont moins. On a grand tort, par exemple, d'adoucir les vins avec de la litharge et de la céruse (oxyde de carbonate de plomb); vous savez que si les sels de plomb ont une saveur sucrée, ils sont aussi très-vénéneux, et leur matière sucrée ne peut fermenter; car elle n'est pas composée, comme le sucre, d'alcool et d'acide carbonique.

On cherche depuis longtemps à isoler le principe qui, suivant le *cru*, donne un bouquet particulier aux vins, mais on n'a pu encore le recueillir convenablement; sa nature est inconnue.

Tous les vins ne sont pas également spiritueux; les meilleurs ne sont pas toujours ceux qui contiennent le plus d'alcool, mais ce sont eux qui fournissent la meilleure qualité d'eau-de-vie. Voici la quantité d'alcool fournie par certains vins et autres liqueurs alcooliques.

Vin de Lissa,	23,47 p. 100 en vol.		
Madère,	20,48	Cidre ordinaire,	6,95
Malaga,	15,87	Poiré, id.	8
Bordeaux,	13,89	Ale d'Angleterre,	6
Bourgogne,	13,40	Bière moyenne,	6,32
Champagne,	12,69	Bière forte, brune,	6,25
Id. mousseux,	11,60	Porter de Londres,	3,88
Frontignan,	11,75	Petite bière de id.,	1,17
Tokay,	9,08	Hydromel,	6,67

Le vin distillé (1) porte le nom d'*esprit*, d'*eau-de-vie*, d'*alcool*, suivant le degré de concentration. L'eau-de-vie ordinaire marque 19° au pèse-liqueurs; l'alcool concentré du commerce marque 37° 1/2, ou plus souvent 36. L'alcool absolu, c'est-à-dire sans eau, marque 47°,2.

Voici les différents noms que prend l'alcool, suivant son origine et son emploi :

Eau-de-vie ordinaire,	alcool		à 19°.
— — forte	—	—	à 22.
Esprit trois-cinq	—	—	à 29 1/2.
Esprit trois-six	—	—	à 33.
Esprit trois-sept	—	—	à 35.
Esprit trois-huit	—	—	à 37 1/2.
Eau-de-vie de grains. — Céréales fermentées.			

(1) On distille aujourd'hui le vin au moyen d'une chaudière où l'on fait chauffer une assez faible quantité de ce produit. Les vapeurs alcooliques, plus ou moins aqueuses, s'élèvent et passent entre des plaques métalliques superposées et qui contiennent une épaisseur de deux centimètres de vin; l'eau des vapeurs se condense avant l'alcool, parce qu'elle est moins volatile; mais en se condensant, elle échauffe les plaques et le vin; la partie la plus spiritueuse de ces couches minces s'élève à son tour pour abandonner aussi de l'eau à mesure qu'elle est en contact avec le liquide et les plaques. Enfin, lorsque la vapeur arrive dans le dernier appareil où on la condense, elle ne renferme plus d'eau, pour ainsi dire. Le vin qui reste liquide au milieu de cette évaporation continue, descend insensiblement de la dernière plaque jusqu'à la première, et de la première dans la chaudière, d'où il s'écoule au dehors quand il ne contient plus que de l'eau. Autrefois on se contentait de distiller le vin comme nous distillons l'eau; le premier produit était distillé de nouveau jusqu'à ce qu'il donnât des produits assez purs. On suit encore ce procédé dans quelques campagnes.

Eau-de-vie de pommes de terre. — Fécule.

Kirschenwasser. Maraschino.	— Cerises écrasées avec le noyau.
Tafia. —	Moût de la canne à sucre.
Rhum. —	Mélasse de canne à sucre.
Arrack. —	Séve de palmier.

Les autres liqueurs que vous connaissez ne sont que de l'alcool extrait du vin et aromatisé diversement.

L'eau-de-vie est naturellement incolore; mais comme elle est d'autant meilleure qu'elle est plus vieille, et que le chêne des barriques la colore, on s'est accoutumé à regarder une couleur jaune comme naturelle à la bonne eau-de-vie : de là l'habitude des marchands de colorer artificiellement l'eau-de-vie avec du caramel et du sucre de réglisse.

L'alcool pur du commerce ou l'*esprit trois-huit*, dont trois parties en supportent cinq d'eau pour former huit parties d'eau-de-vie à 19°, retient encore de l'eau, dont on ne peut le dépouiller qu'en le laissant macérer sur des corps très-avides d'eau, comme le chlorure de calcium fondu (1).

La composition de l'alcool est représentée par :

2 volumes d'hydrogène bicarbonné.
+ 2 volumes de vapeur d'eau.
= 4 volumes de vapeur d'alcool condensés en DEUX.

Enlevez à l'alcool la moitié de l'eau qu'il contient, en le distillant avec de l'acide sulfurique chaud, corps très-avide d'eau, comme vous savez, et vous obtiendrez un

(1) L'alcool ainsi concentré est un poison très-violent; vous savez qu'il est très-avide d'eau; vous savez aussi qu'il coagule l'albumine ou la gélatine; c'est assez pour détruire, quand il est dans toute sa force, l'harmonie des substances organiques. Lorsqu'il est très-affaibli et pris à petite dose, il ne fait que stimuler sans désorganiser; mais un usage immodéré des liqueurs, même faibles, est pernicieux. L'alcool se répand rapidement dans tous les organes, et plusieurs médecins lui attribuent les combustions spontanées.

nouveau composé bien plus léger, bien plus volatil, bien plus odorant, bien plus inflammable que l'alcool, l'ÉTHER.

Ce liquide est employé en médecine ; dans les laboratoires, il sert à dissoudre des substances insolubles dans l'alcool et dans l'eau.

Il est dangereux de s'en servir sans précaution à peu de distance des corps enflammés : Boullay est mort à vingt-neuf ans d'une brûlure occasionnée par la fracture d'un flacon d'éther, non loin du feu. Ce liquide est si volatil, qu'il se répand en vapeurs assez loin, et s'enflamme s'il rencontre un corps enflammé.

L'alcool, mêlé à des matières fermentescibles, éprouve bientôt la troisième espèce de fermentation : FERMENTATION ACIDE. C'est ainsi que le vin, au contact de l'air, devient aigre ; de là le nom de vinaigre donné à l'acide acétique, produit de cette réaction. La fermentation acide s'opère facilement dans des tonneaux dans lesquels on a déjà mis du vinaigre bouillant. On verse dans ces tonneaux, de huitaine en huitaine, une nouvelle quantité de vin, qui fait du vinaigre d'autant plus fort qu'il était lui-même meilleur. On fait le vinaigre d'une manière plus expéditive encore en mêlant à l'eau-de-vie un ferment quelconque, et faisant couler lentement ce mélange dans des tonneaux remplis de copeaux de hêtre trempés d'avance dans du vinaigre. Les copeaux ont pour but de multiplier les surfaces accessibles à l'air.

Un litre d'eau, dit Chaptal, 25 grammes de levûre de bière et autant d'empois produisent du vinaigre en huit jours ; 124 grammes de sucre, 84 de levûre et 850 parties d'eau forment de fort bon vinaigre. Vous comprenez assez l'action qui s'opère : la gomme se convertit en sucre, le sucre en alcool, l'alcool en vinaigre.

On croit que ce dernier changement se fait au moyen de l'oxygène de l'air, de sorte qu'on pourrait appeler le vinaigre pur *acide alcoolique*.

L'acide acétique ne s'obtient pas concentré par la distillation ; il faut convertir le vinaigre en acétates, dont on précipite l'acide au moyen d'un acide plus énergique. Voici les réactions :

Vinaigre.	eau.	
	acide acétique.	acétate de soude.
Soude.		

Puis l'acétate de soude formé se traite ainsi :

Acétate de soude.	acide acétique libre.	
	soude. . . .	sulfate de soude.
Acide sulfurique.		

L'acide dégagé est aussi pur que possible; mais il contient toujours une proportion d'eau. Chauffé avec l'alcool, il enlève à celui-ci une autre proportion d'eau et le convertit en un éther, l'*éther acétique,* dont l'odeur est très-agréable.

En distillant l'acétate de cuivre dans une cornue en grès, on obtient un acide acétique aussi concentré que possible : c'est l'ancien *vinaigre radical.* La décomposition des végétaux par le feu donne aussi de l'acide acétique plus ou moins pur ; c'est lui qu'on appelle *acide pyroligneux* quand il provient de la distillation du bois. Il est alors mêlé d'une grande quantité de goudron, et contient de l'huile empyreumatique. On lui ôte une partie du goudron par une deuxième distillation, puis on lui fait subir diverses transformations pour l'avoir pur.

Étendu d'eau et aromatisé convenablement, il est très-bon, même pour la cuisine. Plusieurs acétates sont

utilisés dans le commerce ; les acétates de cuivre, qui se forment si facilement dans les casseroles, sont de violents poisons. Les acétates de plomb servent à la préparation du blanc de céruse et de l'acétate d'alumine, mordant précieux pour les teinturiers. L'acétate de fer rend aussi de grands services aux indienneurs.

Nous voici arrivés au dernier degré de fermentation des matières organiques, la *fermentation putride*. Les substances animales et végétales, soustraites à l'action de la force vitale, éprouvent rapidement cette fermentation, lorsque certaines circonstances se présentent :

1° Température limitée entre 0 + 40°, et ordinairement de 15 à 35° ;

2° État humide ; l'eau est nécessaire pour détruire la cohésion en dissolvant quelques principes ;

3° Présence de l'air, pourvu qu'il ne se fasse pas de courant qui dessèche les substances et emporte les miasmes putrides à mesure qu'ils se forment.

La putréfaction dans l'air donne naissance à de l'eau, de l'acide carbonique, de l'hydrogène carboné, de l'acide acétique, à une substance huileuse et à un résidu noirâtre, formé principalement de charbon. Si les substances sont azotées, il se produit en outre de l'azote, de l'acide sulfhydrique, du phosphure d'hydrogène et de l'ammoniaque ; le résidu est bien plus salin ; l'odeur est bien plus forte.

La décomposition sous terre des substances organiques a donné naissance aux différents charbons que nous avons étudiés déjà, et aux bitumes ou asphaltes, produits très-hydrogénés que l'industrie utilise en quantité. Nous nous sommes occupés précédemment aussi des feux *follets* ou *ardents*, auxquels donnent naissance les carbures et phosphures d'hydrogène qui s'élèvent

des cimetières et des marais où se décomposent le plus de matières organiques. Les substances animales donnent encore lieu par leur décomposition à un savon impur à base d'ammoniaque, et qu'on a nommé *gras des cadavres*.

La putréfaction des végétaux sous l'eau est fort lente : vous savez que les pilotis durent excessivement longtemps ; cependant c'est à ce genre de décomposition qu'il faut rapporter la formation de la tourbe, charbon terreux qui s'allume difficilement, mais qui brûle bien, et n'exige aucun soin quand il est allumé. L'odeur de la tourbe est désagréable ; mais c'est un excellent combustible quand elle est distillée en vase clos : elle porte alors le nom de *tourbe carbonisée*.

Les animaux se putréfient bien plus vite sous l'eau que dans la terre ; ils se transforment plus facilement en *gras de cadavres*.

Plusieurs chimistes ont essayé d'utiliser cette substance : on a fait des bougies avec des cadavres humains. Il faut avouer que c'est pousser bien loin l'industrialisme, et faire un triste usage des connaissances chimiques, que de les appliquer d'une manière aussi peu conforme aux égards que nous devons aux morts.

On a fait un plus noble usage de la science quand on l'a appliquée à retarder la décomposition des corps. La chimie a indiqué bien des moyens de conservation ; la nature et l'expérience en avaient indiqué d'autres :

1° *Dessiccation.* Des cadavres enfouis depuis des siècles dans les sables brûlants s'y sont parfaitement conservés. — On dessèche les viandes, les grains, les fruits qu'on veut garder.

2° *Froid.* On enveloppe le poisson dans la glace pour le conserver. Dans l'été, les aliments se mettent à la cave ou dans les glacières.

3° *Cuisson.* Les viandes et les fruits cuits se conservent mieux. La chaleur détruit pour un temps l'action du ferment.

4° *Soustraction de l'air.* Appert conserve les substances alimentaires en les chauffant au bain-marie dans des bocaux hermétiquement bouchés qu'il goudronne ensuite.

5° *Charbon.* Nous en avons parlé au long.

6° *Soufrage.* On brûle du soufre dans les tonneaux pour conserver les liquides. L'acide sulfureux agit en désoxygénant la matière fermentescible.

7° *Alcool.* Vous connaissez la conservation des fruits à l'eau-de-vie. Vous avez vu, sans doute, aussi conserver dans ce liquide des reptiles que les pharmaciens se plaisent à étaler en montre.

8° Les *aromates* sont employés de toute antiquité pour les embaumements. On attribue leur action à une huile volatile, dont l'odeur écarte les plus petits insectes, etc.

9° Les *acides* sont de puissants antiseptiques. Les viandes marinées dans le vinaigre se conservent très-bien. L'acide pyroligneux possède cette propriété à un haut degré : il la devrait à un principe particulier nommé *créosote* (conservateur de la chair). En effet, les viandes plongées dans une solution aqueuse de créosote pendant une demi-heure ne se putréfient plus.

10° Le *sel marin* est très-important sous le même rapport : vous connaissez l'usage des viandes salées. Souvent, après avoir salé les viandes, on les *fume* ou on les *boucane;* la fumée porte dans les pores de la substance de l'acide pyroligneux et de la créosote dont elle est formée en grande partie.

11° *Perchlorure de mercure* (sublimé corrosif). Nous en avons parlé en étudiant ce métal.

12° *Mélanges de sels* (procédé Gannal). Tout Paris est témoin depuis plusieurs années de la réussite de ce procédé pour la conservation des cadavres. On a vu se conserver par ce moyen, sur les dalles de la Morgue, l'enfant d'Éliçabide. Le mélange de M. Gannal se compose de : — Eau, 20 p.; sel, 1; alun, 1; azotate de potasse, 0,5. Le liquide doit marquer 7° à l'aréomètre en hiver, et 12° en été.

L'art de la conservation des cadavres n'est pas nouveau : les momies égyptiennes se conservent encore après 4,000 ans. Le procédé durait trois mois; il avait pour base l'emploi du bitume, des résines, du carbonate de soude. On prépare maintenant en peu de jours des momies supérieures aux momies égyptiennes : elles conservent leur fraîcheur, et n'ont pas besoin de bandelettes pour contenir les chairs.

Ici se termine, mon ami, la tâche bien douce que je m'étais imposée; vous êtes maintenant, sinon chimiste, du moins initié aux premiers principes de la chimie,

sans que le cortége de règles que traînent après eux les principes de toute science vous ait fatigué beaucoup. Vous pouvez aujourd'hui lire avec fruit et avec l'intérêt qu'ils méritent à tous égards, les livres et les expériences de nos maîtres à tous. Je me trouve heureux pour ma part de leur avoir acquis un admirateur de plus.

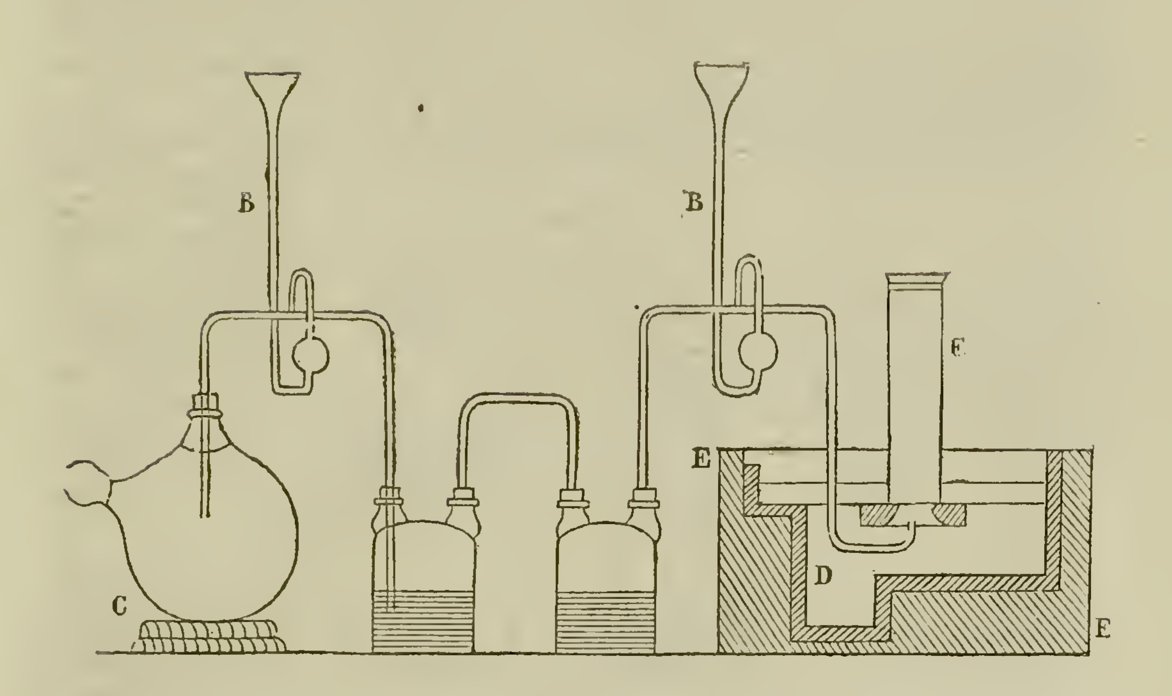
Avant de terminer, je ne saurais trop vous engager à expérimenter par vous-même. Vous pouvez maintenant diriger les expériences qu'il vous plaira de faire, si vous lisez avec attention les notions de manipulation que j'ai composées pour vous. Vous verrez qu'un laboratoire bien complet n'est pas nécessaire pour faire des essais utiles, et qu'on peut, avec un bien petit nombre d'instruments et de réactifs, forcer la nature à nous dévoiler la plupart des secrets qu'il a plu à Dieu de nous laisser pénétrer dans ce monde, où nous rencontrons à chaque pas la trace de sa main toute-puissante et de son admirable sagesse. »

FIN

NOTIONS

DE

MANIPULATION CHIMIQUE.



Vous vous figurez sans doute, mon ami, qu'il faut être bon chimiste pour faire des analyses et manipuler ; il serait plus exact de dire qu'il faut faire des analyses et manipuler pour devenir bon chimiste. Si la manipulation consistait à avoir un laboratoire parfaitement monté des appareils les plus parfaits et les plus nouveaux, la science serait accessible à bien peu de personnes ; mais heureusement il n'en est pas ainsi, et le but des notions que voici est principalement de vous apprendre à vous passer de beaucoup de choses en vous apprenant comme on y supplée.

Le premier précepte que je doive vous donner est celui-ci : accoutumez-vous à n'opérer que sur de petites quantités ; il arrivera telle circonstance où, faute d'en avoir pris l'habitude, vous vous trouverez arrêté dans vos recherches, soit parce que la matière vous manquera, soit parce que les réactifs à employer seront trop dispendieux.

Votre laboratoire sera donc très-peu compliqué. Nous allons examiner d'abord les réactifs dont vous aurez besoin.

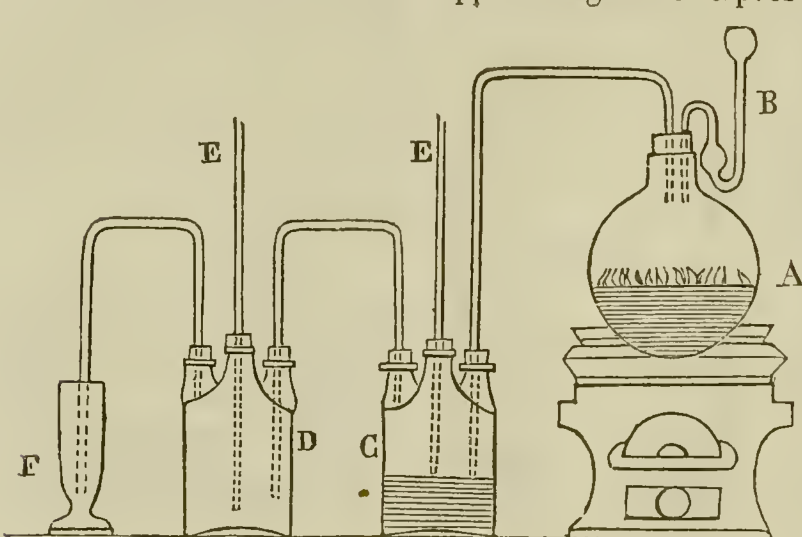
Réactifs. — On doit, après avoir examiné la substance relativement à sa forme, sa couleur, son éclat, sa transparence, son odeur, sa saveur, l'étudier relativement à sa manière de se conduire avec les réactifs.

Voici les réactifs que vous devrez vous procurer :

Potasse ou soude.
Baryte.
Ammoniaque.
Peroxyde de manganèse.
Acide sulfurique.
— azotique.
— chlorhydrique.
— oxalique.
Noix de galle.
Eau de chaux.
Chlorure de platine.
— de calcium.
Cyanure de mercure.
Azotate de potasse.
— d'argent.
Borate de soude.
Phosphate de soude et d'ammoniaque.
Alcool.
Teinture de tournesol.

Extraction des gaz. — L'oxygène devra être fait ainsi que l'hydrogène lorsque vous en aurez besoin. Vous savez que les gaz se recueillent et se purifient dans une suite d'appareils plus ou moins semblables à celui que représente la figure placée en tête de ces notions, et passent enfin par la cuve à eau ou à mercure EE, au moyen de différents tubes, dans l'éprouvette F ou autre vase.

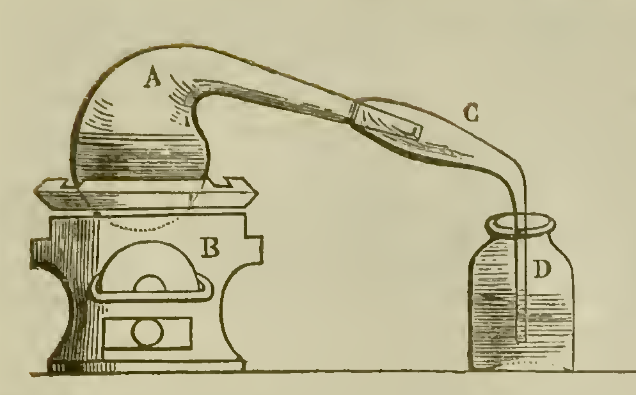
Le chlore se recueille dans l'appareil figuré ici. Après avoir introduit le sel commun et le peroxyde de manganèse dans le ballon A, on le bouche et on le fait chauffer doucement en introduisant de temps en temps de l'acide sulfurique par le tube de sûreté B. Deux flacons C et D sont disposés de telle sorte que le gaz y passe successivement; il se lave dans le premier et se recueille dans le second. S'il s'échappe du gaz, il est absorbé par la chaux qui remplit l'éprouvette F.



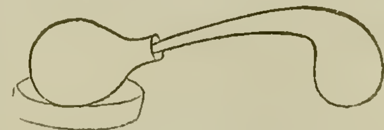
Il ne faut pas négliger l'emploi des tubes de sûreté lorsqu'un gaz doit se produire ou qu'une dilatation se fait dans l'appareil ; car la dilatation pourrait faire rompre les flacons, et il y aurait du danger pour l'opérateur. Vous éviterez ce danger au moyen des tubes EE, qui plongeront dans l'eau des flacons ; si le gaz exerce une pression trop forte, le liquide remontera par le tube.

Si le gaz recueilli ne peut pas traverser l'eau, vous serez obligé d'adapter à l'appareil des tubes de sûreté semblables à celui qui est marqué B dans la figure précédente et dans celle qui se trouve à la tête de ces notions. On remplit ces tubes jusqu'à la moitié de la boule d'un liquide qui n'absorbe pas le gaz produit.

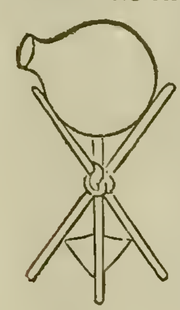
Si vous n'avez pas de flacons à tubulures, vous aurez peut-être quelque bocal dont l'ouverture sera assez large pour que le bouchon puisse être sans inconvénient percé de trois trous. Il m'est arrivé en voyage de me servir de pots à confitures pour le même usage. Je les recouvrais de papier que j'enduisais d'une bouillie d'argile (*V. luts*) après avoir placé mes tubes.



Lorsque vous n'aurez pas besoin de purifier votre gaz, il vous suffira souvent de la cornue A sur un fourneau B pour produire ce gaz que vous conduirez au fond du flacon D, au moyen de l'allonge courbe C. Le flacon sera plein d'eau, si vous avez besoin de gaz dissous dans l'eau. Si vous n'avez pas d'allonge, vous pourrez peut-être vous en passer en vous servant d'une cornue seulement et d'une fiole à médecine. Une autre fiole à médecine, quand la chaleur ne devra pas être forte, ou bien un vase de terre à goulot peu large, vous servira de cornue.



Vous serez peut-être embarrassé pour faire tenir vos ballons dans une position voulue, lorsque vous manquerez de ces ronds de paille tressés en bourrelets sur lesquels nous les maintenons habituellement. (Voyez le bourrelet C de la première figure.) Voici un moyen de vous en passer : Prenez trois petits morceaux de bois, et attachez-les par le milieu; écartez ensuite convenablement les extrémités, vous aurez un trépied qui vous fera un excellent support, si vous reliez les pieds ensemble avec un bout de ficelle. Tout cela est bien simple assurément; mais, préoccupé qu'on est de questions plus importantes, on ne s'imagine pas qu'il est si facile de se passer de tout ce qu'on est accoutumé à trouver dans les laboratoires; néanmoins, ce sont ces expédients simples qui sont les meilleurs, puisqu'ils sont toujours à la portée de tout le monde.



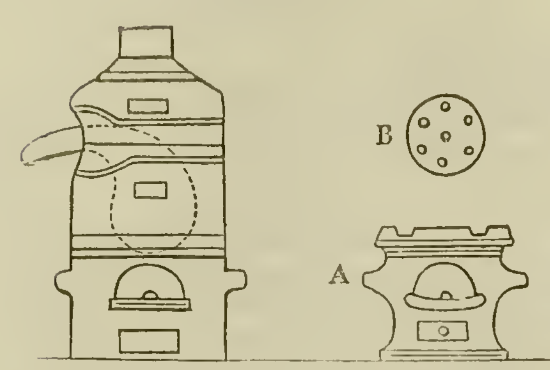
Cuves pneumatiques. — Lorsqu'on est obligé de mesurer les gaz formés, on doit les recueillir dans des cloches graduées, sur la *cuve pneumatique*. Occupons-nous d'abord de la cuve. Sa coupe est représentée en EE, figure première. C'est là certainement la forme la plus commode. Vous trouvez en D une partie plus profonde dans laquelle on peut emplir les cloches facilement; vous voyez au-dessus une tablette sur laquelle repose la cloche renversée; cette tablette est fixée contre le bord de la cuve vers son milieu; elle est échancrée pour que le bout du tube puisse introduire le gaz sous la cloche. L'autre bord est garni d'une autre tablette pleine, sur laquelle on pose les cloches remplies de gaz. Ces deux tablettes doivent toujours être couvertes du liquide, qui s'élèvera jusqu'à la ligne ponctuée.

Votre cuve à mercure devra avoir autant que possible la même disposition; seulement le prix élevé du mercure vous portera à la faire la plus petite possible.

Dans le cas où vous ne pourriez pas vous procurer de mercure, une analyse rigoureuse d'une substance sera assez souvent impossible; mais pour les analyses ordinaires et pour vous procurer des gaz, vous pourrez vous servir de la cuve à eau; seulement vous ne recueillerez de gaz que lorsque l'eau sera saturée. Le chlore, l'acide chlorhydrique, sulfhydrique sulfureux, ne s'emploient guère qu'en dissolution; quand ils s'emploient à sec, on les fait passer directement de la cornue où ils se forment, à travers la substance à laquelle on veut les unir.



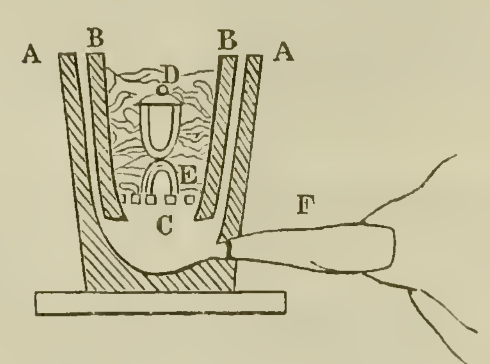
L'emploi de petites cloches vous forcera souvent de ménager le gaz obtenu, ce qui est loin d'être un mal. Vous vous préparerez alors un petit tube recourbé comme celui-ci : la partie courbe sera pleine de mercure, le reste renfermera le gaz. Il est facile de voir que, si l'on incline un peu le tube, le gaz sortira bulle à bulle, et qu'on pourra, en recueillant chacune de ces bulles, examiner si l'une est odorante, si l'autre est inflammable, si l'autre est absorbée par la potasse, etc. On fait ainsi l'histoire de toutes les propriétés d'un gaz avec une douzaine de bulles.



Emploi de la chaleur. — Les fourneaux sont nos meilleures sources de chaleur. Il y a des fourneaux simples (A, figure ci-contre). Cette espèce de fourneau consiste en un vase en terre cuite d'une forme bien connue, ouvert par en haut, et muni de deux autres ouvertures latérales : la première, carrée ; la seconde, demi-circulaire. Toutes deux servent à donner de l'air pour la combustion du charbon ; mais la première sert plus particulièrement pour ôter les cendres, et la seconde pour remuer le charbon. Ces deux ouvertures ont chacune leur couvercle, qui modère l'activité du feu en empêchant l'air d'arriver. Une grille B, percée de trous, se place dans l'intérieur pour supporter le charbon sans intercepter l'air.

Lorsqu'on veut plus de chaleur, on ajoute à ce fourneau une autre partie cylindrique recouverte d'une calotte qui rabat la chaleur sur la cornue dont on voit la trace sur la seconde figure. Au centre de la calotte, vous voyez la naissance d'un tuyau par lequel s'échappe la fumée. Tout cet appareil est plein de charbon.

Il est possible qu'on ait besoin d'un feu plus actif encore. On met alors deux creusets l'un dans l'autre AA et BB ; on remplit d'un ciment de briques ou de débris de fourneaux l'intervalle qui les sépare A B ; le pied du fourneau intérieur C ayant été enlevé, on introduit en dessous la thuyère d'un soufflet de forge ; la partie supérieure se termine comme dans la figure précédente.



On place le creuset D sur un support E qui doit être très-réfractaire ; on remplit de coke tout l'intérieur, et l'on chauffe. La chaleur est tellement violente, qu'on manque de matière assez réfractaire pour faire les creusets.

Si vous opérez, comme je vous ai dit, sur de très-petites quantités à la fois, une lampe à esprit-de-vin vous suffira, sauf quelques cas bien rares.

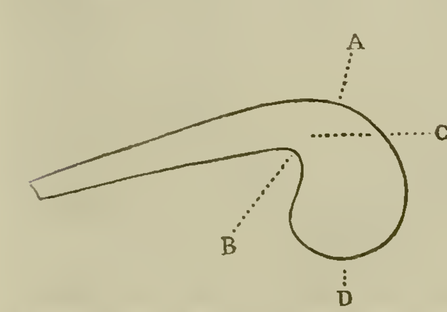
La lampe à esprit-de-vin, avec une flamme peu intense, donne une chaleur excessive. Lorsque avec cette lampe on emploie le chalumeau, on peut parvenir à fondre tout ce qui n'est pas infusible au feu de forge le plus violent. Cette lampe est bien simple : le flacon même qui renferme l'alcool peut en servir. On roule un petit morceau de fer-blanc en tube, ou bien, à son défaut, on prend un tube de verre qu'on fait passer à

travers le bouchon du flacon ; on y met une mèche de coton lâche, et l'on allume quand elle est imbibée d'alcool. Suivant la grosseur de votre mèche, vous pourrez chauffer la substance avec une pince, un petit dé en fer ou en argent, etc.

Si vous voulez employer le chalumeau, soit pour obtenir plus de chaleur, soit pour diriger à votre gré la flamme, vous devrez avoir un soufflet à deux vents que vous ferez très-bien mouvoir avec le pied au moyen d'un ressort. Vous conduirez son vent par un tube en caoutchouc sur la mèche de votre lampe au moyen d'un bec effilé. Vous verrez aussitôt un beau jet de flamme horizontale prendre le courant du vent; c'est ce bout de tube qu'on nomme chalumeau.

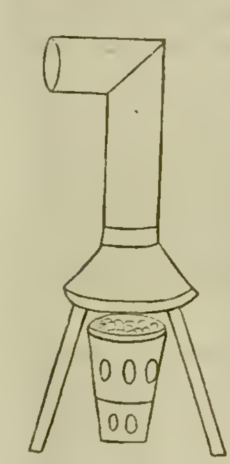
Vous pourrez très-bien, surtout avec un peu d'exercice, car les premiers essais vous fatigueront, remplacer avec votre bouche le soufflet du chalumeau. Dans ce cas, pour éviter de projeter de l'humidité sur la flamme, vous devrez, si faire se peut, vous servir d'un tube armé d'une boule vers son milieu.

Les creusets dont vous vous servirez sont généralement petits et munis d'un couvercle fermant exactement avec l'aide de quelque *lut*. Les creusets doivent être d'une terre très-réfractaire; ils ne servent jamais beaucoup, et se fatiguent vite. Il y a des creusets de terre, de fer, d'argent et de platine. Vous pouvez remplacer les premiers par un dé, et le dernier par une petite feuille de platine ployée.



Vous aurez plus souvent à vous servir de cornues; il faut savoir les choisir et vous en faire, dans le besoin, quand il vous les faudra toutes petites. En général, les grandes cornues doivent être peu épaisses, afin qu'elles puissent s'échauffer uniformément partout, les petites le seront davantage, parce qu'elles auront plus de chaleur à supporter. Elles doivent être partout à peu près de la même épaisseur. Cependant il n'y a pas d'inconvénient à ce que la partie D soit moins épaisse. Lorsqu'elles sont aplaties ou comprimées entre A et C, et qu'en B elles forment un pli ou bourrelet, rejetez-les; elles ne supporteront pas le poids de l'atmosphère.

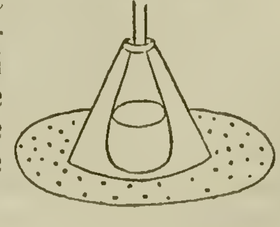
Les ballons qu'on peut faire chauffer doivent être en verre mince et bien égal, sans soufflure ni grains dans la pâte.



Il y a des choses qu'on ne fait sécher qu'à une douce chaleur, certains précipités, par exemple. On fait alors plus ou moins de feu dans un fourneau, et la chaleur est amenée par un tuyau précisément au-dessous de la substance à chauffer.

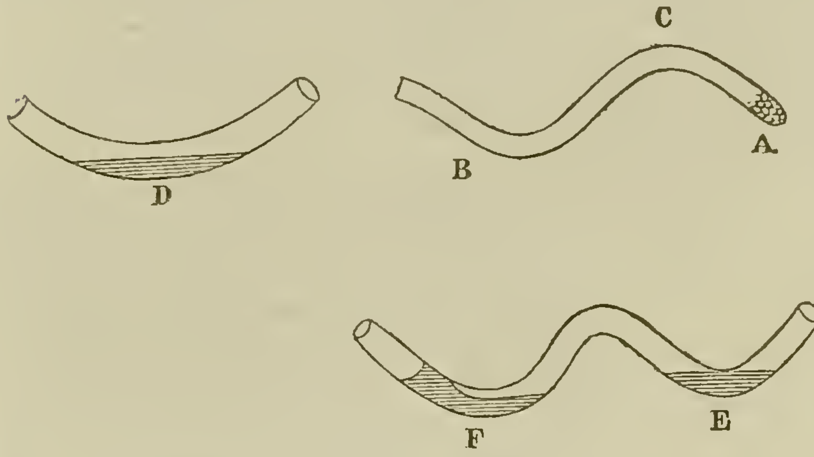
Il est des circonstances où l'on ne peut chauffer une substance qu'au *bain-marie;* le feu nu l'altèrerait. Tout le monde vous dira qu'il faut alors mettre la substance dans un vase plein d'eau ou d'un autre liquide chauffé à la température voulue.

Enfin le bain de sable est souvent employé. On fait arriver alors la chaleur sous une plaque qui chauffe ainsi une certaine épaisseur de sable de rivière bien lavé; on enterre à demi le vase dans ce sable, et on le recouvre d'une calotte en forme de cône, pour concentrer la chaleur. (*V. la figure.*)



TUBES. — TRAVAIL DU VERRE. — On peut dire que les tubes sont, après les réactifs, la partie la plus essentielle d'un laboratoire. En effet, les tubes peuvent remplacer tous les instruments usuels, et ils sont livrés à bas prix par les faïenciers qui tiennent toute espèce de verrerie. Lorsque vous n'avez pas de verres à réactifs (*V. la fig.*), si nécessaires pour opérer tous les précipités, servez-vous d'un tube fermé par un bout. Cette espèce de verre aura l'inconvénient de ne pas pouvoir tenir sur pied, quoique à la rigueur vous puissiez lui en faire un; mais vous pourrez y suppléer avec des bouchons ou une petite planche percée de plusieurs trous comme une planche à bouteilles, et maintenue assez haut pour y passer vos tubes d'une manière solide. Les tubes dont vous vous servirez pour cela auront au plus deux centimètres de diamètre. S'ils étaient plus larges, vous ne pourriez pas les travailler commodément.

Les tubes vous serviront de cornue assez souvent : vous en aurez aussi besoin pour tous les essais au chalumeau; ils remplacent même quelquefois les creusets, quand on n'a pas besoin d'une chaleur capable de fondre le verre. Vous en ferez des mesures de toute sorte et de toute contenance; enfin ils vous serviront de fiole.



Je suppose que vous ayez à faire l'analyse d'une substance en très-petite quantité; vous vous servirez d'un tube semblable au tube A C B. La substance est placée au point A. Les parties volatiles se subliment au point C; celles qui seraient liquides à la température ordinaire se condensent en B, qu'on refroidira convenablement. Les gaz fixes pourront se recueillir en effilant plus ou moins l'autre bout, et le conduisant sous une petite cloche ou bout de tube. Si le gaz formé a besoin d'être lavé avant que vous le recueilliez, vous pouvez faire un plus grand nombre de courbures pour obtenir l'effet du tube E F. Vous mettez les liquides convenables dans les coudes de l'appareil, et vous forcez vos gaz à les traverser avant de sortir. Si vous voulez ensuite analyser les eaux de lavage, vous pourrez, d'un coup de lime, séparer vos différents coudes et recueillir les liquides. Ces coudes ainsi brisés vous serviront à faire des cornues, des récipients de toute nature, par exemple celui qui est figuré en D et qui remplace bien avantageusement les capsules évaporatoires. Vous mettrez dans le coude le liquide à évaporer, lequel ne devra pas être en assez grande quantité pour intercepter tout à fait le courant d'air; vous chaufferez convenablement à la lampe ou à l'étuve; l'évaporation se fera très-vite, parce qu'il s'établit un courant d'air sec à travers le tube.

Toutes les fois qu'on peut faire une série d'opérations dans un même tube accroché, par exemple, le long d'un mur, outre l'avantage qui résulte de l'économie de place, de supports, de feu, de réactifs, de vases, on a l'avantage immense de ne rien perdre des réactions, et souvent même, en partageant les tubes et les effilant à la lampe, on peut conserver chaque produit dans le vase où il s'est fait, et attendre pour l'analyser ou s'en servir l'occasion favorable. Cette méthode a encore un autre avantage: c'est de mettre le chimiste à l'abri d'émanations très-délétères

quand il s'agit, par exemple, d'acide cyanhydrique, d'arséniure d'hydrogène, etc.

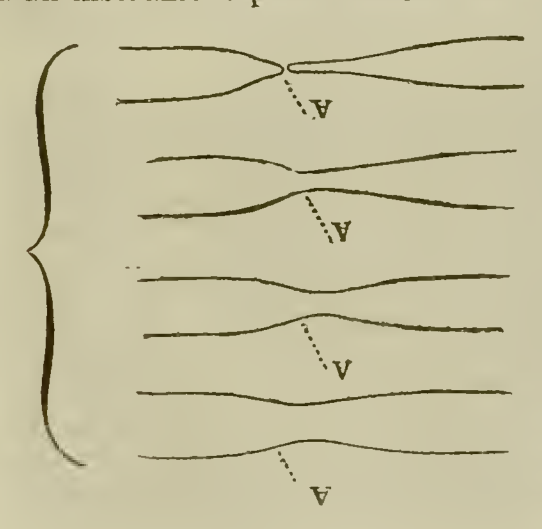
Travail du verre. — C'est un talent bien utile que celui de travailler le verre. Avec un peu d'exercice, on peut apprendre à se passer de la plupart des appareils décrits dans les ouvrages de chimie.

Vous ferez donc une petite provision de tubes de différentes grandeurs. Vous aurez soin qu'ils soient bien calibrés, peu épais, les plus gros surtout.

Pour courber un petit tube, la flamme d'une bougie suffit souvent, mais il vaut mieux se servir de la lampe à esprit-de-vin; lorsque vous aurez besoin de plus de chaleur pour les gros tubes ou les verres épais, vous vous servirez du chalumeau à bouche ou à soufflet. Quand vous présenterez votre tube à la flamme, il faut que ce soit peu à peu, par degrés, et toujours en le roulant dans vos doigts; autrement le changement brusque et l'inégalité de température le briseraient infailliblement. Vous le refroidirez également par degrés pour la même raison. Si c'est le bout du tube que vous voulez fondre, l'opération est assez délicate : il faut d'abord chauffer assez fortement à 2 centimètres de ce bout, et s'en rapprocher par degrés, car le verre éclaterait si l'on appliquait de prime abord la chaleur à l'extrémité. Si vous vous servez d'un chalumeau, cherchez avant tout à obtenir une flamme égale et pure; de là dépend le succès de l'opération.

Lorsque le verre commence à fondre, il faut le couder, ou le tirer, ou le refouler sur lui-même, suivant l'usage qu'on en veut faire. Il faut une certaine légèreté dans la main pour couder un tube sans qu'il se rétrécisse dans le coude et sans qu'il forme un bourrelet. On doit saisir le moment précis où le verre est assez chaud sans l'être trop. Le coudage doit se faire légèrement, et pendant que la main gauche maintiendra un bout, la droite devra abaisser l'autre bout, mais plutôt en tirant un peu qu'en déprimant. Exercez-vous surtout à faire des courbes bien arrondies; vous aurez soin pour cela de chauffer une assez grande longueur du tube.

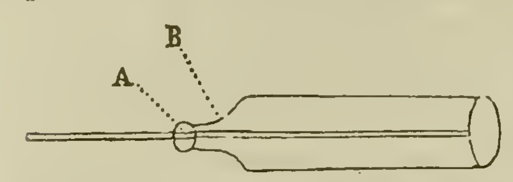
Lorsque vous voudrez effiler un tube, rien de si facile : à mesure que vous le chaufferez, toujours en tournant, vous tirerez, et vous verrez le tube diminuer d'épaisseur jusqu'à ce qu'il cède tout à fait. Il en sera de même lorsque vous voudrez fermer un tube par un bout, par exemple pour en faire une petite fiole ou pour remplacer un verre à expériences. Vous prendrez un bout de tube d'une longueur double de celle qui vous est nécessaire, afin de faire à la fois deux récipients semblables; vous chaufferez et vous étirerez ce tube de manière à le couper par le milieu. Pour bien réussir, il ne faut chercher à arrondir qu'un des deux bouts que la séparation va former; vous vous servirez de l'autre bout comme d'un instrument pour modeler celui-ci. Pour cela, votre tube devra prendre successivement les différentes formes de la figure, la chaleur étant appliquée au point A. Il restera, à l'extrémité la mieux arrondie, un petit bouton qu'il faudra faire disparaître, car votre appareil ne pourrait pas supporter le feu sans se rompre. Si ce bouton est petit, vous le chaufferez et vous soufflerez, quand il sera ramolli, par l'extrémité ouverte. Le bouton se dilatera plus que le reste du verre, parce que son épaisseur l'empêchera de se refroidir aussi vite, et vous aurez bientôt un fond également épais partout. Si le bou-



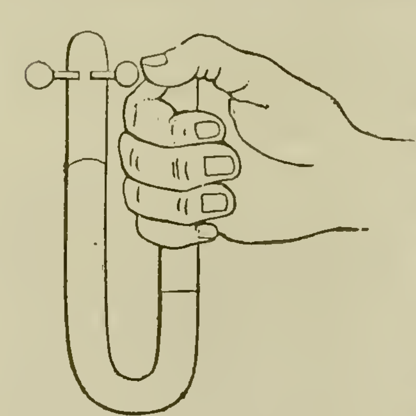
ton était trop gros pour que vous pussiez réussir ainsi, il faudrait y souder une baguette de verre et chauffer de manière à retirer avec cette baguette ce que vous auriez de trop.

Voulez-vous faire une boule au milieu d'un tube, vous commencerez par boucher une des extrémités de ce tube, et vous le ramollirez par la chaleur au point où doit être la boule; ensuite vous soufflerez, d'abord assez fort, puis en affaiblissant graduellement; mais vous ne devez pas chercher à terminer l'opération d'un seul coup.

On peut avoir besoin de sceller un fil métallique dans un tube. Cette opération ne se fait bien qu'avec un fil de platine; voici comment il faut opérer : vous étirez le tube dont vous voulez vous servir; quand il ne reste plus qu'une petite ouverture, vous introduisez le fil métallique (*V. la fig.*), puis vous chauffez au point A, de manière que le fil soit rouge blanc. En poussant et retirant alternativement un peu ce fil, il adhère bientôt au verre, qu'on voit suivre le mouvement donné au métal. On chauffe ensuite au point B pour rendre l'adhérence plus forte et la régularité plus parfaite.



Vous aurez besoin quelquefois d'un *eudiomètre* pour brûler des gaz au moyen du fluide électrique. Cet appareil consiste essentiellement en un tube de verre assez épais fermé par un bout; il doit être traversé latéralement vers son sommet par deux fils métalliques qui viennent presque se réunir dans l'intérieur du tube. Je vous donne ici pour modèle l'eudiomètre du docteur Ure, qui vous sera très-commode.



Il se compose d'un tube recourbé en deux branches parallèles. C'est vers l'extrémité de la plus longue branche que se fixent les deux tiges métalliques.

Pour réussir, vous chaufferez le tube à la place que doivent occuper les fils. Quand il sera assez chaud, vous pourrez, en y appuyant une pointe métallique rouge, enfoncer un peu le verre à cet endroit et former un petit cône saillant, très-mince, et que vous casserez facilement quand le verre sera refroidi. Aussitôt que vous aurez pu ménager ainsi un petit trou dans le tube, il vous sera facile d'opérer comme s'il s'agissait de souder un fil à l'extrémité. Lorsque vos deux fils seront en présence, vous courberez le tube si vous voulez faire un eudiomètre semblable à celui de la figure, et vous fermerez à la lampe le bout le plus rapproché des fils.

Achevons tout de suite ce qui a rapport à l'eudiomètre du docteur Ure. On remplit le petit appareil de mercure, puis on fait passer dans la grande branche le mélange de gaz qu'on veut brûler. On ôte ensuite une partie du mercure de la petite branche, que l'on saisit fortement en appuyant le pouce sur l'ouverture, de manière à toucher l'un des fils. On présente l'autre fil au conducteur électrique; aussitôt l'inflammation des gaz a lieu, car l'étincelle se produit entre les deux extrémités des fils; l'intervalle rempli d'air entre le pouce et le mercure fait l'effet d'un ressort élastique qui empêche le pouce d'être chassé violemment lorsque la réaction s'opère. Pour que l'étincelle soit suffisante, il faut que la pointe des fils soit assez ronde pour ne pas agir comme pointe. Si elle n'est pas assez grosse, il faut la recourber de telle sorte que les fils se présentent mutuellement leur courbure. Il est bon de terminer ces fils par une petite boule métallique.



Un aréomètre vous coûtera moins à faire et vous sera plus souvent utile. C'est un tube de verre renflé en boule vers l'extrémité inférieure, et portant une autre petite boule au-dessous. La première doit faire flotter l'instrument, la seconde contient quelques grains de petit plomb pour lester l'appareil. Vous placez cet appareil dans une éprouvette remplie d'eau distillée, à 4° au-dessus de 0, et vous laissez tomber par la partie supérieure autant de grains de plomb qu'il en faut pour que l'appareil enfonce presque en entier ; c'est le degré 0 de l'aréomètre. Il suffit que vous l'essayiez ensuite avec un liquide dont vous connaîtrez la densité, avec l'acide sulfurique concentré, par exemple, qui doit marquer 66. L'aréomètre enfoncera beaucoup moins, et une certaine longueur de la tige dépassera; vous appellerez le niveau 66ᵉ degré. Vous partagerez en 66 parties égales l'intervalle des deux marques. Le point 0 occuperait la partie la plus basse, si l'aréomètre devait servir à peser les liquides plus légers que l'eau.

Si vous voulez utiliser un verre fêlé, tenez au-dessus, un peu en avant du point où la fêlure s'arrête, une tige métallique rouge de feu, la fente se prolongera; promenez la pointe suivant une ligne tracée en devançant toujours un peu la fente, celle-ci suivra exactement. Un charbon pointu peut remplacer la tige de fer, mais d'une manière moins commode. Lorsque d'un ballon hors de service on veut tirer des capsules semblables à des verres de montre, il suffit de faire rougir un anneau de fer de la même circonférence, et de poser dessus la partie du ballon qu'on veut utiliser; elle se détache suivant la ligne tracée par l'anneau.

On fait éclater le verre chaud en le mouillant; si donc vous chauffez du verre, et que vous appuyiez un fil mouillé sur ce verre, vous le ferez infailliblement éclater. L'expérience vous apprendra bien d'autres expédients dont vous ferez votre profit.

Balances, pesées. — Si vous doutez de la bonté de votre balance, mettez l'objet dans un bassin, et faites contre-poids dans l'autre avec la première chose venue; puis ôtez l'objet et remplacez-le dans le même bassin par les poids convenables. Lorsqu'on pèse de petites choses, il faut tenir compte des petits changements; lorsque vous pesez un peu de poudre dans un papier, mettez du côté des poids du papier semblable. Il vaut mieux que le papier ait été repassé avec du fer chaud, pour qu'il soit lisse et ne retienne pas la matière; pour la même raison, il vaut mieux qu'il soit coupé que déchiré ; ayez donc une provision de petits carrés de papier pour peser les substances. Pour peser les liquides, si vous pouvez vous procurer des verres de montre, ils vous seront très-commodes. Quelquefois vous serez obligé de vous servir d'assez longs tubes dont vous ne pourrez pas ôter la substance pour la peser. Il faut avoir soin de disposer ce tube dans la balance, au moyen d'un petit anneau de fil, de manière qu'il ne dérange pas le centre de gravité du bassin. (Voy. dans la figure le fil C soutenant le tube A B dans le plateau d'une balance.) — Lorsque les tubes sont moins longs, on fait un trou à un bouchon, et l'on fixe le tube dedans pour le peser.

B C A

Il est souvent difficile d'arriver au poids exact d'une substance liquide; dans ce cas, vous prendrez un tube ouvert par les deux bouts, vous en plongerez un bout dans la liqueur à une profondeur plus ou moins grande, et avant de le lever vous boucherez l'autre bout avec l'index. La liqueur contenue dans le tube n'en sortira que quand vous

ôterez le doigt. Vous mettrez et vous retirerez ainsi aussi peu de liqueur que vous voudrez, suivant le mouvement de la balance.

Lorsque le corps à peser est très-volatil, le temps de la pesée suffira souvent pour changer son poids. Il faut alors le peser dans un poids connu d'eau ou de tout autre corps avec lequel il peut s'unir.

Lorsqu'on n'a pas de balances à sa disposition, il faut pouvoir y suppléer. Le moyen le plus simple est de prendre une baleine ou tout autre corps flexible, et d'en faire un petit arc avec un fil assez solide. On suspend l'arc par son milieu, et l'on attache un petit plateau ou support quelconque au milieu de la corde; on met le corps à peser sur le support, et l'on observe le point où descend la corde de l'arc, qui fléchit nécessairement. On ôte ensuite ce corps, et l'on met à sa place des poids jusqu'à ce que la corde descende au même point.

Autre balance plus exacte :

Prenez une petite règle très-plate et très-légère. Marquez le milieu, et attachez dessus en travers une aiguille fine avec un peu de cire à cacheter. Si l'aiguille est plus longue que la règle n'est large, les bouts dépasseront: ce seront deux pivots, au moyen desquels vous pourrez tenir votre règle en équilibre sur les deux premiers petits supports venus. Voilà une balance très-sensible. Partagez ensuite la règle de chaque côté de l'aiguille en parties égales, et placez-la en équilibre sur ces petits pivots; mettez enfin à l'un des bouts la substance à peser, et à l'autre bout un poids égal, il y aura équilibre. Suivant les lois de la *statique*, ce seul poids, placé à l'une ou l'autre des divisions d'un côté de la règle, peut équilibrer différents objets. Ainsi j'équilibre un corps quelconque placé à l'extrémité de la règle au moyen d'un gramme placé à l'autre extrémité; si le gramme était placé au milieu de la branche, il ne ferait équilibre qu'à la moitié du même poids placé à l'autre bout, et *vice versa*. C'est le principe de la *romaine*.

Les poids vous manquent-ils, voici le moyen d'y suppléer : les pièces de *cinq francs* pèsent 25 grammes, les pièces de 2 francs pèsent 10 grammes; celles de 1 franc, 5 grammes; celles de 50 centimes, 2 grammes 50; et enfin celles de 25 centimes, 1 gramme 25. Avec ces poids, vous en pourrez faire d'aussi petits que vous voudrez, par le moyen suivant: — Pesez un fil de laiton bien flexible, et roulez-le autour d'une tige de pincette bien droite en serrant bien. Appliquez un couteau sur la tige dans le sens de la longueur, et frappez avec un marteau, le fil se coupera en autant de parties qu'il y aura de tours, et vous aurez autant d'anneaux égaux en poids; vous savez le poids de tous les anneaux réunis, vous saurez donc aussi le poids de chacun en particulier.

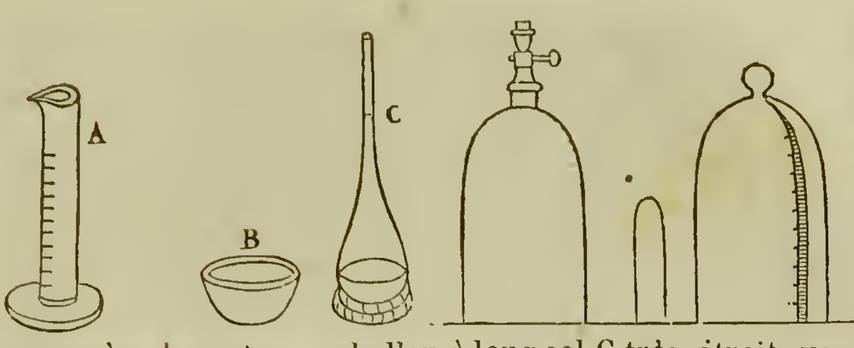
Mesures de longueur, de capacité, etc. — Les mesures de longueur sont rarement employées en chimie; néanmoins il est bon d'avoir une mesure toute prête. Vous en ferez facilement une en observant que les pièces d'argent ont un diamètre invariable.

Les pièces de 5 fr. ont 0^{m}, 037 ; les pièces de 2 fr., 0^{m}, 027 ; les pièces de 1 fr., 0^{m}, 023 ; 20 pièces de 2 fr. plus 20 pièces de 1 fr. font un mètre.

Entre le diamètre d'une pièce de 5 fr. et celui d'une pièce de 2 fr., il y a 1 centimètre ou 10 millimètres de différence.

On peut se procurer des mesures exactes de capacité au moyen de l'eau froide. Un kilogramme d'eau forme un litre; si donc vous voulez peser un décilitre, par exemple, vous pèserez 100 grammes; quatre pièces de 5 fr. feront équilibre à un décilitre, etc.

Pour mesurer facilement les liquides et les gaz, il est commode d'avoir des tubes gradués, des cloches, etc., disposés exprès.



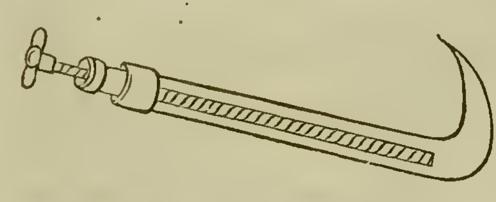
Néanmoins si vous n'avez pas de récipients gradués, vous pourrez encore y suppléer. D'abord vous aurez une espèce de matras ou ballon à long col C très-étroit; vous y mesurerez une quantité de liquide convenable, un demi-litre ou un litre, de telle sorte que le liquide arrive dans le col, en un point que vous marquerez. Ce col étant très-étroit, le plus petit changement dans la quantité de liquide sera sensible. Il sera bon que certaines capsules B, dans lesquelles vous concentrerez les liquides, portent, à l'intérieur, une marque circulaire qui soit une portion exacte du ballon.

Les cloches dans lesquelles vous recueillerez les gaz devront être graduées comme l'indique la figure; l'une d'elles, pour certaines expériences délicates, devra être munie d'un robinet. (*V. la fig.*) Lorsque vous voudrez lire sur la cloche la quantité de gaz qu'elle contient, vous l'enfoncerez dans la cuve de telle sorte que le niveau de l'eau ou de mercure soit le même au dedans et au dehors de la cloche, afin que la pression exercée soit bien la même.

Pour les liquides, une éprouvette graduée comme en A est bien souvent nécessaire; mais vous n'aurez pas ces objets tout gradués; il faudra les graduer vous-même. Voici comment vous ferez.

Mettez dans votre éprouvette, posée bien d'aplomb, une mesure connue ou un poids connu de mercure. Vous marquerez le point précis sur le verre de l'éprouvette. Vous ajouterez une quantité égale de mercure, et vous marquerez encore le niveau, et ainsi de suite, jusqu'à ce que vous soyez arrivé au bout. Si l'éprouvette est cylindrique et bien dressée, les divisions sont égales; la graduation se fait plus vite au compas.

Il faut pouvoir mettre à la fois dans le vase de très-petites quantités de liquide. On se fait pour cet objet un tube de verre courbé et effilé à son extrémité (*V. la fig.*) avec un bouchon laissant passer à frottement une tige graduée plus ou moins grosse. Pour faire dans le bouchon un trou convenable, faites rougir au feu une tige de fer qui fraiera facilement son chemin à travers le liége.



A mesure que vous enfoncerez une tige de verre ou de métal dans le tube, celui-ci laissera échapper une partie du liquide égale au volume de la tige qui aura pénétré dans l'intérieur.

Reste la graduation de la tige. Si vous n'avez pas un mètre, un pied, ou toute autre mesure divisée en parties égales, vous prendrez un livre dont toutes les lignes vous offriront des divisions égales, il vous sera facile de marquer sur ce modèle les divisions de votre tige.

Vous éprouverez, en commençant, quelque difficulté à tracer des lignes sur le verre en un point précis. Supposons qu'il s'agisse de graduer un tube: vous le coucherez d'abord sur une table en l'appuyant contre une règle aussi couchée; si vous maintenez ainsi la règle et le tube l'un contre l'autre, en les attachant s'il le faut, vous pourrez faire glisser, soit une lime, soit plutôt encore un fragment de caillou le long de la règle: la trace restera. C'est sur cette trace que vous marquerez les degrés de votre échelle: la lime ou le silex mordra bien sur cette ligne au point voulu, tandis que sans elle vous ne pourriez rien faire de régulier.

Mais pour graver exactement, il faut voir le point précis où doit porter l'instrument. Or cela demande un peu d'exercice, surtout pour les tubes un peu étroits. La surface supérieure de la colonne liquide, si le tube est étroit, sera concave ou convexe, suivant qu'on se servira d'eau ou de mercure. Il faut prendre le point où se terminerait la colonne, si cette surface était plane. Avec un peu d'habitude vous trouverez facilement ce point ; mais dans les commencements vous ferez bien d'ajouter au mercure, dont vous vous servirez, une partie de plomb sur 4000. Ce sera assez pour qu'elle forme à la surface une pellicule très-fine qui déprime la colonne et rende la surface plane.

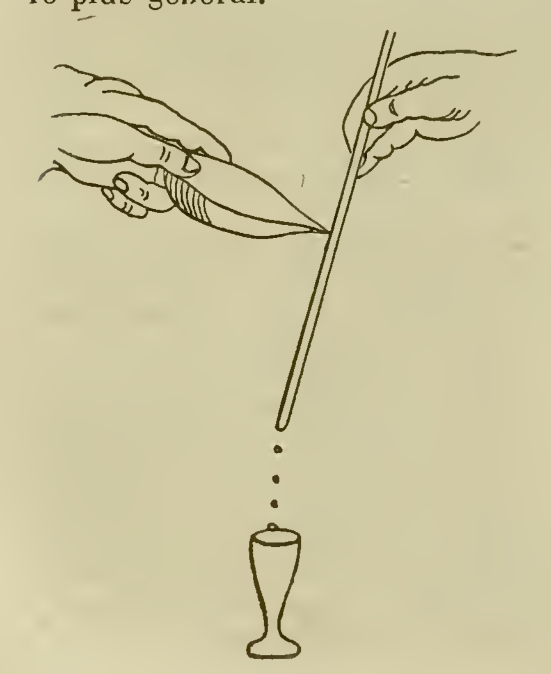
Mais au surplus, il faut toujours prendre quelques précautions pour voir bien distinctement le point d'intersection. Sur un mur blanc vous placez une feuille de papier noir bien pliée en deux pour faire une ligne nette et horizontale. Vous fixez perpendiculairement à cette ligne une règle le long de laquelle vous faites glisser votre tube jusqu'à ce que la surface de la colonne soit bien en face de la séparation du blanc et du noir. Votre œil, arrêté par cette ligne bien saillante, ne vous laissera pas d'incertitude sur le point où vous devrez donner le coup de lime.

Divisions des corps. — Un mortier vous sera nécessaire pour triturer les substances. Si vous ne pouviez pas vous en procurer en porphyre ou en agate, ayez-en au moins en verre et en fer, et qu'ils aient, s'il se peut, la forme arrondie des bons mortiers, afin que le pilon ait avec le fond le plus de points possibles en contact. Ceci est très-important pour la finesse de la poudre à obtenir.

Si la substance à broyer peut voler en éclats, si sa poussière est dangereuse à respirer, on couvre le mortier et le pilon d'un linge qui rabatte les éclats.

Comme il est convenu que vous n'agirez que sur de petites quantités de substances, la lime ou le marteau remplacera souvent le mortier. Seulement, pour vous servir du marteau, vous serez souvent forcé d'envelopper la substance à broyer dans du papier ou dans un chiffon. Il y a des substances qu'il faut fondre pour les réduire en poudre pendant le refroidissement. Le silex, si difficile à broyer ordinairement, devient très-facile à pulvériser quand on l'a calciné.

Souvent on n'a pas besoin, pour diviser les corps, de les piler ; il suffit de les dissoudre. L'eau est le premier dissolvant qu'on doit essayer, c'est le plus général.



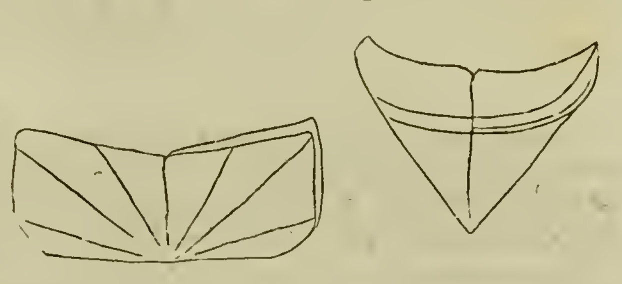
Il est important de ne rien perdre souvent d'une dissolution obtenue : aussi, lorsqu'on la transvase, est-on obligé de prendre des précautions. Faites un bec à la plupart de vos récipients en verre ; vous aurez bien plus de facilité pour laisser couler le long d'une baguette de verre, et sans le secours de l'entonnoir, des liquides à transvaser. Cette baguette est excellente quand on ne veut mouiller que la plus petite surface possible, pour ne rien perdre du liquide.

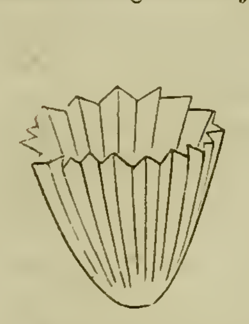
On peut juger d'avance la solubilité d'une substance par sa saveur; elle n'est sapide, en effet, que parce qu'elle est soluble dans la salive; cependant nous pouvons confondre souvent l'effet de la saveur avec celui de l'odeur. Serrez fortement les narines et mangez un morceau de chocolat, une pastille de menthe, vous ne leur trouverez aucune saveur, quoique ces corps paraissent en avoir une très-prononcée.

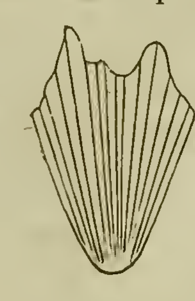
Si la substance est insoluble dans l'eau, il est bon d'essayer successivement l'alcool, l'éther, les huiles, etc. Puis on cherche à l'attaquer en la dissolvant dans les acides ou les alcalis. Nous verrons un peu plus tard combien la différence de solubilité est importante pour reconnaître un corps.

Filtres. — Les sirops et les huiles se filtrent sur la laine, mais les autres liquides se filtrent à travers du papier non collé qu'on appelle *papier Joseph*. Il importe que les filtres soient bien faits, autrement ils se collent contre les parois de l'entonnoir qui leur sert de support, ou bien ils se déchirent : de là, perte de temps et de substance.

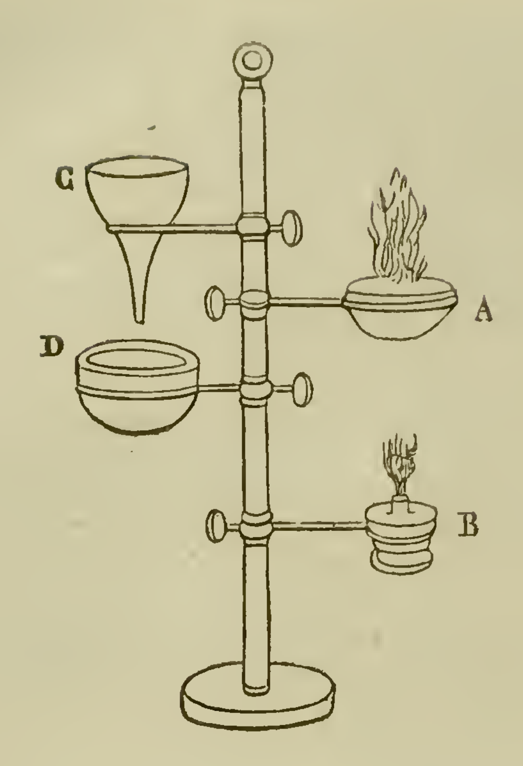
Le filtre le plus simple consiste à plier deux fois le papier par le milieu en deux plis perpendiculaires l'un à l'autre. Amenez les quatre coins l'un sur l'autre, puis tirez-en un, vous aurez formé une espèce de cône irrégulier comme l'indique la figure; mais ces filtres adhèrent promptement à l'entonnoir lorsqu'ils sont chargés de liquide. Dans ce cas, il vaut mieux canneler son papier au moyen de plis comme ceux d'un éventail. Pour y parvenir, on met d'abord le papier en double; — on plie chaque moitié en quarts; — puis en huitièmes, les plis étant tous du même côté. (Voy. la figure ci-dessus.) — Chaque huitième est ensuite divisé en deux par un pli en sens opposé, toujours en partant du centre. Ainsi disposé, le papier a la forme d'un éventail, suivant la figure ci-jointe. On coupe les cornes de cet éventail, et on ouvre les plis, qui se trouvent être alternativement saillants et rentrants, excepté aux deux points qui formaient les bords de l'éventail, et qui offrent deux plis saillants contigus. Ces deux plis sont partagés séparément par un pli rentrant; alors le filtre est terminé, comme l'indique la figure.







Plusieurs appareils sont souvent réunis sur un seul pied ayant des supports mobiles; la figure suivante vous en donnera une idée.



Laboratoire. — Avec les préceptes que je viens de vous exposer, votre laboratoire sera fort simple et bien économique. Un très-petit cabinet, mais parfaitement aéré, vous suffira. Tout votre laboratoire peut consister en une sorte de secrétaire dont voici la description.

Ce secrétaire, en forme de pupitre, a 1 mètre de large, autant de haut sur 50 centimètres d'épaisseur. La table qui le ferme se développe en avant pour disposer les appareils : à droite et à gauche se trouvent deux planches allonges pour placer d'autres objets, ceux, par exemple, dont on ne se sert plus.

En avant sont deux rangées de 20 flacons dont chacun doit avoir 4 centimètres de diamètre. Ces flacons sont placés en amphithéâtre, et huit ou dix d'entre eux doivent être bouchés à l'émeri. Ils doivent entrer à moitié dans une planche percée, de manière à ne pas se déranger.

Au-dessous de ces deux rangs de flacons sont quatre tiroirs, dont deux renferment la cuve à eau et la cuve à mercure. Derrière tous ces tiroirs il y en a un autre qui s'ouvre par le côté pour les tubes ; sous le pupitre est une petite armoire avec tablettes, pour les gros ustensiles.

Si vous voulez que votre meuble soit parfaitement commode, vous ferez placer dans le bas un soufflet à deux vents, ou un ventilateur, que vous ferez mouvoir avec le pied, et qui donnera le vent par un tube de *caoutchouc*, pour faire le service du chalumeau. A côté vous aurez un réservoir d'eau commune pour vos lavages, avec un robinet qui vous versera cette eau suivant votre désir.

Caractères distinctifs des corps. — Il ne suffit pas d'avoir entre les mains tous les appareils convenables et de savoir les faire servir aux opérations ; il faut encore opérer avec assez d'ordre, avec une méthode assez précise, pour faire le moins possible d'essais inutiles.

Il importe donc de classer les corps suivant la manière dont ils se comportent avec les réactifs que nous avons entre les mains, en groupant ensemble ceux qui ont le plus de caractères communs. Le tableau suivant vous indiquera suffisamment la marche à suivre. Il vous sera facile ensuite de distinguer chaque corps du groupe en consultant son histoire.

1. Gaz inflammables absorbables par la potasse.

I. Lorsque le produit de la combustion du gaz rougit le tournesol, c'est :
Le *chlorhydrate*, ou le *fluorhydrate de méthylène*, s'il a une odeur éthérée ;
Un des *phosphures d'hydrogène*, s'il a l'odeur d'ail.

II. Lorsque le produit de la combustion ne rougit pas le tournesol, c'est :
1° Lorsqu'il trouble l'eau de chaux,
Un des *bicarbures d'hydrogène*, s'il est absorbé par le chlore;
L'*oxyde de carbone* ou le *protocarbure d'hydrogène*, s'il ne l'est pas.
2° Lorsqu'il ne trouble pas l'eau de chaux,
L'*hydrogène* pur ou *arseniqué*.

2. Gaz inflammables non absorbables par la potasse.

I. Lorsque le gaz a une odeur éthérée, c'est :
Le *monhydrate de méthylène*.

II. Lorsqu'il a une odeur d'œufs pourris, c'est :
L'*acide sulfhydrique*, *sélénhydrique* ou *tellurhydrique*.

III. Lorsqu'il a une odeur vive et pénétrante, c'est :
Le *cyanogène*.

3. Gaz in-inflammables absorbables par la potasse concentrée.

I. Lorsque le gaz répand à l'air des vapeurs blanches, c'est :
L'*acide fluosilicique* ou *fluoborique ; chlorhydrique* ou *chloroborique ; iodhydrique* ou *bromhydrique*.

II. Lorsque le gaz est coloré en jaune verdâtre, c'est :
Le *chlore*, l'*oxyde de chlore* ou l'*acide chloreux*.

III. Lorsque le gaz est incolore, c'est :
L'*acide sulfureux*, l'*ammoniaque*, l'*acide chloroxycarbonique*, le *chlorure de cyanogène* (tous odorants), ou l'*acide carbonique*.

4. Gaz in-inflammables non absorbables, etc.

I. Lorsque le gaz active la combustion, c'est :
L'*oxygène* ou le *protoxyde d'azote*.

II. Lorsqu'il ne peut entretenir la combustion, c'est :
L'*oxyde de sélénium*, le *deutoxyde d'azote* ou *l'azote*.

1. Métaux décomposant l'eau froide.

I. Si la solution n'est pas troublée par le carbonate de potasse ou de soude, c'est :
Le *potassium*, le *lithium* ou le *sodium*.

II. Si elle est troublée par ces carbonates, c'est :
Le *strontium*, le *barium* ou le *calcium*.

2. Métaux sans action sur l'eau froide, mais dégageant de l'hydrogène avec l'acide sulfurique étendu.

I. Si la solution dans l'acide est colorée, c'est :
Le *fer* (vert), le *nickel* (vert-pré), ou le *cobalt* (rouge violet).

II. Si la solution est incolore, c'est :

1° Lorsque la potasse ne forme pas de précipité,

Le *cadmium*. L'acide sulfhydrique le précipite en jaune.

2° Lorsque la potasse forme un précipité blanc,

L'*yttrium* ou le *magnésium* (précipité insoluble dans un excès d'alcali);
Le *zinc*, le *glucinium* ou l'*aluminium* (précipité soluble dans un excès);
Le *manganèse* ou le *cérium* (précipité changeant à l'air ou au feu).

3. Métaux attaquables par l'acide azotique.

I. Si la solution dans l'acide est colorée, c'est :

Le *cobalt* ou le *palladium* (rouge), le *cuivre* ou le *vanadium* (bleu), le *nickel* (vert-pré);
L'*urane* (jaune).

II. Si l'acide n'est pas coloré, c'est :

Le *molybdène*, l'*antimoine* ou l'*étain*, s'il se forme un dépôt;
Le *mercure* (fluide), l'*arsenic* (volatil), le *bismuth*, le *tellure*, l'*argent* ou le *plomb*, s'il ne se forme pas de dépôt.

4. Métaux attaquables seulement par l'eau régale.

I. Si la solution est colorée, c'est l'*or* (jaune) ou le *platine* (jaune rouge).

II. Si la solution est incolore, c'est le *titane*.

5. Métaux inattaquables par les acides.

I. S'il s'acidifie à l'aide de la chaleur, c'est :

L'*osmium* ou le *colombium*.

II. S'il ne s'acidifie pas, on le calcine avec l'azotate de potasse, et c'est :

Le *chrome* ou le *tungstène*, si le produit est soluble dans l'eau;
Le *titane*, l'*iridium*, le *rhodium*, si le produit est soluble dans l'acide chlorhydrique.

Métalloïdes non gazeux.

I. S'il est liquide, c'est le *brome*.

II. S'il est solide, c'est :

Le *bore*, le *silicium* ou le *carbone*, s'il est infusible et fixe;
Le *phosphore*, le *sélénium*, le *soufre* ou l'*iode*, s'il est fusible.
Le *fluor*, le *zirconium*, le *thorinium*, se rencontrent fort rarement.

Oxydes non métalliques non gazeux.

Il n'y en a que trois : l'*eau*, le *bioxyde d'hydrogène* et l'*oxyde de phosphore*.

Oxydes métalliques.

Tous ces oxydes se dissolvent dans l'eau si leur métal est de ceux qui décomposent l'eau froide. (6e groupe, ch. xi.)

Ils sont réduits par la chaleur si leur métal est des deux premiers groupes.

Tous les autres se convertissent en *sulfates*, *azotates* ou *chlorures*, au moyen des acides *sulfurique*, *azotique*, *chlorhydrique* ou de l'*eau régale*, ou bien encore par la calcination avec l'azotate de potasse. L'opération est la même que pour distinguer les métaux.

1. Acides liquides.

I. Faciles à décomposer :
Hypophosphorique et *hypophosphoreux* (par la chaleur), *hyposulfurique* (par l'ébullition), *azotique* (par le cuivre), *permanganique* (par une chaleur de + 40°).

II. Stables :
Sulfurique, *sélénique*, *chlorique*, *perchlorique*, *bromique*, *fluorhydrique*, remarquables par les sels qu'ils forment avec les bases.

2. Acides solides.

I. Insolubles dans l'eau et dans la potasse ou la soude :
Molybdeux (bleu), *titanique* (blanc ou brun brillant).

II. Insolubles dans l'eau et solubles dans la potasse ou la soude :
1° Insolubles dans l'acide chlorhydrique :
Tungstique (jaune), *silicique* et *colombique* (blancs) ;
2° Solubles dans l'acide chlorhydrique :
Vanadique et *tellurique anhydre* (avec dégagement de chlore), *antimonieux* et *antimonique* (sans dégagement).

III. Solubles dans l'eau et volatilisables :
Iodique et *hyperiodique* (vapeurs violettes sur les charbons), *arsénieux* et *arsénique* (vapeurs blanches, odeur d'ail) ;
Sélénieux, *osmique*, *tellurique hydraté* et *phosphoreux* (rares).

IV. Solubles dans l'eau et stables :
Chromique, *molybdique*, *phosphorique* et *borique*.

Composés salins.

Pour connaître les sels, on cherchera d'abord le genre déterminé par l'acide, puis l'espèce déterminée par la base.

Genres. — I. Dix-sept genres font effervescence avec l'acide sulfurique à une température peu élevée en dégageant des gaz.

1° Gaz rouge : *azotites* (gaz rougissant le tournesol), *bromates*, *bromures* et *bromhydrates* (détruisant la couleur du tournesol) ;
2° Gaz jaune verdâtre : *chlorates* et *chlorites* ;
3° Gaz incolore et sans odeur : *carbonates* ;
4° Gaz incolore et odorant :
Sulfures et *sulfhydrates* (odeur d'œufs pourris), *séléniures* et *sélénhydrates* (odeur de radis) ;
Sulfites (sans dépôt de soufre), *hyposulfites* (dépôt de soufre), *fluorures* et *fluorhydrates* (vapeurs blanches) ;
Chlorures, *chlorhydrates* et *chloroxy-carbonates* (odeur du gaz), *iodures* et *iodhydrates* (acide sulfureux et vapeurs d'iode), *fluoborates* (le gaz noircit le papier), *fluosilicates*.

II. Treize genres ne font pas effervescence avec l'acide sulfurique au-dessous de + 80°
1° *Hyposulfates* et *hyperchlorates* (avec l'acide sulfurique et la chaleur, dégagement de gaz) ;
2° *Silicates* (avec l'acide sulfurique et le fluorure de calcium, dégagement de gaz fluosilicique) ;
3° *Borates* (avec l'acide sulfurique et l'alcool, flamme verte) ;
4° *Azotates* (avec l'acide sulfurique et le cuivre, vapeurs rutilantes) ;
5° *Séléniates* et *sulfates* (avec l'azotate de baryte, dépôt) ;

6° *Sélénites* (avec l'acide chlorhydrique, dépôt);
7° *Iodates* et *hyperiodates* (avec l'acide sulfurique, dépôt);
8° *Phosphites* et *hypophosphites* (calcinés seuls), *phosphates* (calcinés avec le potassium donnent du phosphure d'hydrogène).

III. Quatorze genres sont formés par des acides métalliques.
1° Les *manganates*, *hypermanganates*, *osmiates* sont attaqués par l'acide sulfurique;
2° Les *tungstates*, *tellurites*, *tellurates*, *vanadates* sont attaqués par l'acide chlorhydrique;
3° Les *antimoniates* et *antimonites*, attaqués par l'acide azotique;
4° Les *chromates* sont attaqués par les acides organiques;
5° Les *colombates*, *molybdates*, *titanates* sont insensibles à ces agents.

ESPÈCES. — I. Sels solubles.

1° Indécomposables par l'acide sulfhydrique et le sulfhydrate d'ammoniaque : sels de *potassium*, *sodium*, *lithinua*, *barium*, *strontium*, *calcium*, *magnésium*, et d'*ammoniaque*. (Voy. les métaux.)

2° Décomposables par le sulfhydrate d'ammoniaque seul :

Sels de *glucinium*.	Sels de *manganèse*.	Sels de *cobalt*.
d'*yttrium*.	de *zinc*.	d'*urane* (vert jaunissant).
d'*aluminium*.	de *fer*.	de *chrome* (verts).
de *cérium*.	de *nickel*.	de *vanadium* (bleus).

Voyez les caractères des métaux, etc.

3° Décomposables par l'acide sulfhydrique et le sulfhydrate d'ammoniaque:

Sels colorés, sels de *cuivre* (bleus), *palladium* (rouges), *or* (jaunes), *platine* (orangés); — d'*iridium*, *rhodium*, *osmium*, facilement réduits; — de *molybdène*, de *tungstène*, de *titane*, acidifiables par l'acide azotique. Voyez les métaux.

Sels incolores, sels précipités par l'acide sulfhydrique, d'*antimoine* (orangé), de *bismuth* (noir), de *cadmium* (jaune), de *tellure*, d'*étain*, de *plomb*, d'*argent*, de *mercure*, d'*arsenic*, de *colombium*.

II. Sels insolubles.

On les transforme en sels solubles, quand on connaît le genre.
1° Les carbonates se traitent par l'acide azotique ou chlorhydrique.
2° On ramène les autres à l'état de carbonates, ou l'on isole l'oxyde. Pour cela on les fait bouillir avec dix ou douze parties d'eau, et une ou deux parties de carbonate de potasse.
3° Les sels qui résistent à cette épreuve, comme les silicates, sont fortement calcinés avec le carbonate de potasse.
4° Quand cette épreuve ne réussit pas, on les transforme en sulfates. Il faut quelquefois pour cela ajouter de l'alcool à la liqueur acide.
5° Si enfin la réaction n'avait pas lieu, il faudrait convertir le sel en sulfure par le sulfhydrate et le griller pour isoler le métal, qu'on reconnaîtrait comme nous avons dit.

ESSAIS AU CHALUMEAU.

Souvent l'emploi du chalumeau abrége beaucoup les opérations.

I. On doit chauffer avant tout un fragment de la substance à essayer dans un tube fermé par un bout. Plusieurs substances peuvent être volatilisées ou sublimées ainsi :

1° *Eau*, *ammoniaque*, faciles à reconnaître;

2° *Acides volatils* gazeux ou liquides, soit libres, soit formant un sursel, soit formant certains sels neutres : *Azotates*, *hyposulfates*, *hyposulfites*, *fluorures*, etc., comme nous avons vu plus haut ;
3° *Soufre* et *sulfures* (sublimé jaune), *sélénium* et *séléniures* (sublimé rouge foncé) ;
4° Métaux volatils : *Arsenic*, *mercure*, *cadmium*, *tellure*, faciles à distinguer ;
5° Oxydes et acides solides volatils : *Oxyde d'antimoine* (cristallise en aiguilles), de *tellure* (ne cristallise pas), *acide arsénieux* et *arsénique* (odeur d'ail) ;
6° Sels volatils d'*ammoniaque*, les *chlorures*, *bromures*, *iodures de mercure*.

II. On chauffe ensuite dans le même tube avec la soude, le bicarbonate de potasse, le charbon, pour transformer les sels insolubles ou éliminer l'acide, etc., des chlorures, bromures, ou réduire les sulfures. Le charbon change l'acide sulfurique des sulfates en acide sulfureux.

III. On chauffe dans un tube ouvert par les deux bouts : de nouvelles substances peuvent se volatiliser.

1° Substances gazeuses (reconnaissables à l'odeur) :
Acide sulfureux (des sulfures), *sélénium* (des séléniures), *arsenic* (de quelques arséniures) ;

2° Substances non gazeuses (sublimé blanc) :
Oxyde de tellure, de *bismuth* et *chlorure de plomb* (le sublimé fond à la chaleur), *oxyde d'antimoine* (se déplace à la chaleur), *acide arsénieux* (cristallin), *sulfure* et *séléniure de plomb* (le sublimé devient gris à la chaleur), *sulfure d'étain* (épaisse fumée blanche), *acide molybdique* (sublimé moitié pulvérulent, moitié cristallin).

Les substances qui donnent des sublimés colorés à l'abri de l'air en donnent aussi dans l'air.

IV. Chauffez à feu nu, pour examiner la fusibilité et la couleur de la flamme.

Les corps ne se conduisent pas toujours dans l'intérieur de la flamme comme à l'extrémité. Souvent le métal se réduit à la flamme intérieure, parce que l'oxygène de l'air n'arrive pas jusque-là, et que la flamme s'empare de l'oxygène du composé ; souvent aussi un métal, réduit à la flamme intérieure, s'oxyde à la flamme extérieure. Ces différences feront reconnaître le groupe dans lequel doit être rangé le métal.

Les oxydes métalliques purs sont infusibles, sauf les oxydes d'antimoine, de bismuth, de plomb et de cuivre.

V. Chauffez avec les réactifs ou *flux*. Les flux employés sont le carbonate de soude, le phosphate double d'ammoniaque et de soude (sel de phosphore), et le borate de soude (borax).

1° Traitement par le carbonate de soude.

Inattaquables : *oxydes terreux* et *alcalins* (cinq. et sixième groupe), *oxydes* d'*urane* et de *cérium*, *acide colombique*.

Fusibles à la flamme extérieure sur une feuille de platine :

Ac. silicique, molybdique, tungstique, antimonieux, titanique.	Ox. de chrome, de tellure, de manganèse, de cobalt, de plomb, de cuivre.

Réduits à la flamme intérieure sur le charbon :
Ac. *silicique* et *titanique* (globule).
Ox. d'*antimoine* et de *tellure* (enduit blanc), de *zinc* (enduit jaunâtre) ; de *cadmium* (enduit brun rouge), de *bismuth*, de *plomb* (jaune foncé) ; oxydes de *fer*, de *nickel*, d'*étain*, de *cuivre* et d'*argent* ; acides *molybdique* et *tungstique* (sans enduit).

2° Traitement par le sel de phosphore.	3° Traitement par le borax.
Flamme extérieure. — Verres incolores.	
Baryte*. Strontiane*. Chaux*. Magnésie*. Glucine*. Yttria*. Thorine*. Zircone*. Alumine*. Ox. de cadmium*. Ox. de tellure*. Ox. d'étain*. Ox. de zinc*. Ox. de plomb. Ac. molybdique*. Ox. de colombium. Ac. antimonieux*. Ox. de titane. Ac. tungstique*.	* Les seize premiers corps ci-contre fournissent aussi avec le borax des verres incolores, ainsi que les suivants : Ac. colombique. Ac. silicique. Ox. de bismuth. Ac. titanique. Ox. d'argent.
Flamme extérieure. — Verres colorés.	
Vert : ox. de chrome, d'urane, de cuivre. Jaune : ox. d'argent, de bismuth. Rouge : ox. de cérium, de fer, de nickel. Bleu : ox. de cobalt. Violet : ox. de manganèse.	Vert : ox. de chrome, de cuivre. Jaune : ox. d'urane, de plomb. Rouge : ox. de cérium, de fer, de nickel. Bleu : ox. de cobalt. Violet : ox. de manganèse.
Flamme intérieure. — Verres incolores.	
Les mêmes qu'à la flamme extérieure. De plus : Ox. de cérium et de manganèse.	Les mêmes qu'à la flamme extérieure. Moins : Ac. titanique, antimonieux, tungstique, molybdique. Ox. d'argent, de tellure, de bismuth. De plus : Ox. de cérium et de manganèse.
Flamme intérieure. — Verres colorés.	
Vert : ac. molybdique ; ox. de chrome, d'urane, de fer. Roux : ac. tungstique, antimonieux. titanique (ferrifères) ; ox. de nickel. Brun : ox. de cuivre. Bleu : ox. tungstique, ox. de cobalt. Violet : ac. titanique. Gris : ox. de bismuth, de tellure, de plomb, d'argent.	Vert : ox. de chrome, d'urane, de fer. Jaune : ac. tungstique. Brun : ac. molybdique ; ox. de cuivre. Bleu : ox. de cobalt. Violet : ac. titanique. Gris : ac. antimonieux ; ox. de tellure, de nickel, de bismuth, d'argent.

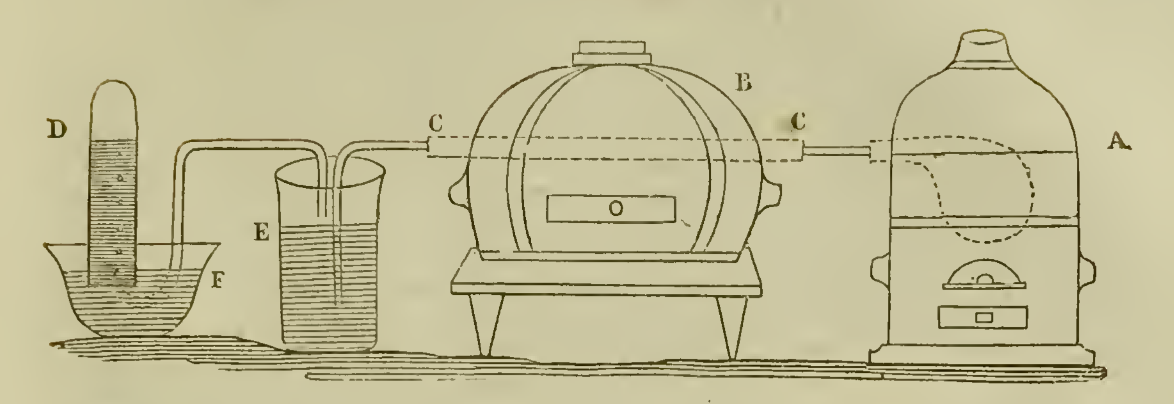
VI. On emploie encore d'autres *flux* pour certaines recherches.

L'azotate de potasse découvre la *magnésie*, l'*alumine*, l'*oxyde de zinc*.

L'oxyde de cuivre décèle les combinaisons de *chlore*, de *brome*, d'*iode*.

Le spath fluor indique les sulfates de *baryte*, de *strontiane*, de *chaux*.

ANALYSE DES SUBSTANCES ORGANIQUES.



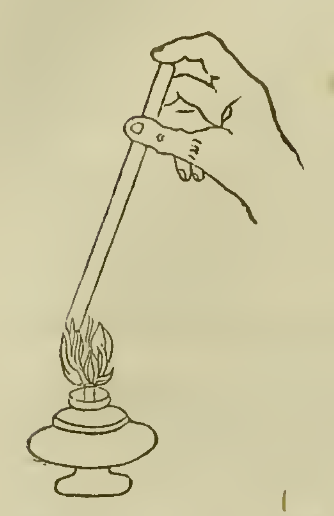
Pour constater qu'une substance est organique, il vous suffira de la chauffer à l'abri de l'air, et d'examiner les gaz qu'elle dégage et le résidu qu'elle laisse. Mais si vous voulez étudier cette substance avec quelque soin, vous devrez la distiller aussi complétement que possible et ne rien perdre des produits. Vous l'introduirez donc dans une cornue que vous enfermerez dans un fourneau à réverbère A (*Voy. la fig.*); à mesure que les produits se volatiliseront par la chaleur, vous les forcerez de passer à travers un tube de porcelaine CC que vous maintiendrez au rouge dans un fourneau B. L'éprouvette E sera maintenue froide, afin que les liquides volatils, eau, goudron, etc., puissent s'y condenser; les gaz fixes ne sortiront de cette éprouvette que pour passer sous la cloche D dans un vase plein de mercure. Lorsque la réaction aura cessé, vous ferez passer de nouveau les liquides de l'éprouvette E à travers le tube de porcelaine; vous ne recueillerez plus que des gaz dont vous pourrez facilement déterminer la qualité et même la quantité assez approximativement.

Cependant il faut tenir compte de la quantité d'air qui se trouvait dans l'appareil, et qui a pu fournir de l'oxygène et de l'azote. Il reste, dans la cornue, du charbon non décomposé en acide carbonique, faute d'oxygène, et les substances inorganiques fixes que pouvait contenir la substance organique.

Si l'on veut plus de précision, il faut mêler la substance à analyser, bien desséchée, avec un corps très-oxygéné et peu stable (chlorate de potasse, deutoxyde de cuivre, etc.). On l'introduit par petites boulettes dans l'appareil au moyen d'un mécanisme qui ne permet pas d'introduire d'air en même temps. MM. Gay-Lussac et Thénard ont inventé pour les analyses organiques des appareils très-ingénieux, mais trop dispendieux pour que vous puissiez vous les procurer.

S'il s'agit de reconnaître les principes immédiats d'un corps, vous le dessècherez bien, ou vous exprimerez à la presse tout ce qu'il peut fournir de liquide; vous le soumettrez ensuite avec précaution à des réactifs qui le dissolvent sans l'attaquer: eau, alcool, éther, huiles grasses et essentielles. Les portions solubles seront ensuite examinées suivant les circonstances: un acide sera uni à des bases organiques: une base, au contraire, sera saturée par un acide stable; les caractères du composé nouveau vous mettront sur la voie. Si le composé est neutre, on constate ses caractères par sa manière d'être lorsqu'on le chauffe, lorsqu'on le met en contact avec tel ou tel corps. Ici la marche à suivre est moins fixe, parce que l'instabilité des produits organiques n'a pas permis à l'analyse de faire dans cette branche des progrès aussi sensibles. Néanmoins, souvent les qualités extérieures, la couleur, l'odeur, la saveur, la solubilité dans divers liquides, etc., suffiront pour vous mettre sur la voie, si vous êtes suffisamment exercé aux analyses inorganiques.

MANIÈRE DE PROCÉDER A L'ANALYSE DES CORPS.



Il faut d'abord employer le feu pour savoir si la substance contient ou non des éléments gazeux. On le juge assez souvent au poids du tube, mais il ne faut jamais peser la même substance à deux températures différentes. Un très-petit fragment suffit pour ce premier essai. Lorsqu'il y a des gaz à recueillir, on met la substance dans l'un des appareils décrits pour recueillir les gaz. Lorsque vous aurez recueilli votre gaz, vous examinerez d'abord s'il est inflammable ou non, s'il est absorbable ou non par la potasse.

Ce premier travail fait, vous n'hésiterez plus qu'entre un petit nombre de gaz classés dans le tableau des caractères distinctifs. Ainsi, je suppose que vous ayez obtenu un gaz inflammable qui ne puisse pas être absorbé par la potasse, suivant les indications du tableau; s'il rougit le tournesol et qu'il ait une odeur d'ail, ce sera un phosphure d'hydrogène; s'il ne le rougit pas et qu'il ait une odeur à peu près semblable, vous reconnaîtrez un peu plus tard que c'est de l'hydrogène arséniqué.

Si vous avez un mélange de gaz dont les uns soient absorbables ou combustibles et les autres ne le soient pas, il faut faire disparaître tous ceux d'une classe et étudier les autres successivement. Vous sentez bien qu'il est impossible ici de donner des règles précises; ce sont les circonstances qui devront vous porter à adopter tel procédé plutôt que tel autre; il suffit que votre tableau vous fournisse assez de jalons pour que vous ne puissiez pas vous égarer. C'est dans la description de chaque élément et de chaque composé que vous devrez achever de chercher le véritable *signalement* de chaque corps. Je ne pourrais pas entrer ici dans plus de détails sans dépasser mon but et sans tomber dans la confusion.

Le poids d'une substance ne se trouve pas toujours par des pesées directes. Il est souvent bien plus commode et plus exact de conclure le poids d'un corps par le poids de tel autre corps qui l'a saturé, ou par le poids du composé fourni. Je suppose que vous ayez un mélange de métaux dont une partie soit attaquée par l'acide sulfurique. Tout ce qui est attaqué par cet acide appartient à la deuxième classe des métaux. Mais cette classe est assez nombreuse; elle contient des métaux qui peuvent être précipités par la potasse ou la soude. Essayez donc la potasse ou la soude : le précipité appartiendra aux métaux désignés au tableau. Mais la liqueur, après que vous aurez recueilli le précipité formé, pourra encore contenir du cadmium, qui n'est pas précipité par les alcalis. En recourant aux caractères particuliers du cadmium, vous verrez que l'acide sulfhydrique doit former dans la solution un précipité jaune qui ne peut être que du *sulfure de cadmium.*

Lavez et séchez ce précipité; vous trouverez, je suppose, qu'il pèse 10 grammes; vous chercherez alors dans le dictionnaire la composition du sulfure de cadmium, vous trouverez (CdS) à la suite de ce mot, ce qui signifie que ce corps est composé d'un atome de métal qui pèse 696,77 (Voy. *cadmium* au dictionn.), et d'un atome de soufre qui pèse 201,16 ;

donc l'atome composé (CdS) pèsera 897,83. Faites maintenant le calcul suivant :

897,83 de sulfure contiennent 696,77 de métal.
1, » de sulfure contiendra 897 fois moins de métal, ou 696,77 divisé par 897,83.
10, » de sulfure représenteront donc en métal dix fois le quotient de cette division. C'est-à-dire divisez l'atome du métal cherché par l'atome composé, et multipliez le quotient par le poids trouvé.

L'habitude d'expérimenter vous indiquera des procédés plus expéditifs pour arriver à un résultat. Ainsi, lorsque tout à l'heure nous avons trouvé, en cherchant l'analyse d'un gaz, à constater la présence d'un phosphure d'hydrogène, si nous avions eu le sesqui-phosphure, l'analyse eût été bien prompte, puisque ce gaz est inflammable spontanément. Je ne saurais trop vous répéter que vos tableaux sont des jalons qui vous empêcheront de vous égarer, mais qu'ils ne peuvent ni ne doivent être une route toute frayée.

FIN DES NOTIONS DE MANIPULATION.

PETIT DICTIONNAIRE DE CHIMIE

ET

TABLE ALPHABÉTIQUE DES MATIÈRES

ABRÉVIATIONS.

Ac. signifie acide.
Ox. — oxyde.
Sol. — solution.

Carb., az., sulf., chlorh. : carbonate, azotate, sulfate, chlorhydrate, etc.

Signes atomiques et poids des atomes (V. atomes).

Ag Argent, poids de l'at. 1351,61.
Al Aluminium. 171,17.
As Arsenic. 470,12.
Au Or. 1243,02.
Az Azote 88,51.
B Bore. 68,10.
Ba Barium. 856,93.
Bi Bismuth. 886,92.
Br Brome. 489,15.
C Carbone. 38,22.
Ca Calcium. 256,03
Cd Cadmium. 696,77.
Ce Cerium. 574,70.
Ch Chlore. 221,32.
Co Cobalt. 368,99.
Cr Chrome. 351,82.
Cu Cuivre. 395,69.
F Fluor. 116,90.
Fe Fer. 339,21.
Gl Glucinium. 331,26.
H Hydrogène. 6,24.
Hg Mercure. 1265,82.
I Iode. 789,75.
Ir Iridium. 1233,50.
K Potassium. 489,92.
L Lithium. 80,37.
Mg Magnesium. 158,35.
Mn Manganèse. 345,89.
Mo Molybdène. 598,52.
Na Sodium. 290,90.
Ni Nickel. 369,68.
O Oxygène. 100.
Os Osmium. 1244,48.
P Phosphore. 196,15.
Pa Palladium. 665,90.
Pb Plomb. 1294,50.
Pt Platine. 1233,50.
R Rhodium. 651,40.
S Soufre. 201,16.
Sb Antimoine. 306,45.
Se Selenium. 494,58.
Si Silicium. 277,31.
Sn Etain. 735,29.
Sr Strontium. 547,28.
Ta Colombium. 1153,72.
Te Tellure. 801,74.
Th Thorium. 744,90.
Ti Titane. 303,66.
U Urane. 2711,36.
Va Vanadium. 855,84.
W Tungstène. 1183,00.
Y Yttrium. 402,51.
Zn Zinc. 403,23.
Zr Zirconium. 420,20.

X, dans l'indication atomique des sels, indique la quantité de métal de l'oxyde qui sature la quantité d'oxygène indiquée.

A

C

FIN DE LA TABLE.

Tours, impr. Mame.

